



NAZIONALE
B. Prov.

VITT. EM. III

VIII

30

NAPOLI

BIBLIOTECA PROVINCIALE

armadio

XVIII



Palchetto

Num.° d'ordine

358-39



97

8

17

B. Rec.
VIII
30

É L É M E N S
D'HISTOIRE NATURELLE
E T
D E C H I M I E.

T O M E S E C O N D.



541282

É L É M E N S
D'HISTOIRE NATURELLE
E T
D E C H I M I E ,

TROISIÈME ÉDITION;

PAR M. DE FOURCROY, Docteur en Médecine
de la Faculté de Paris, de l'Académie Royale
des Sciences, de la Société Royale de Médecine,
de la Société Royale d'Agriculture, Professeur
de Chimie au Jardin du Roi.

T O M E S E C O N D .



A P A R I S ,



Chez CUCHET, Libraire, rue & hôtel Serpente.

M. DCC. LXXXIX.

Sous le Privilège de l'Académie Royale des Sciences.





É L É M E N S D'HISTOIRE NATURELLE E T D E C H I M I E.

*SUITE DE LA SECONDE SECTION DE LA
MINÉRALOGIE OU DE L'HISTOIRE
DES MATIÈRES SALINES (1).*

C H A P I T R E V.

ORDRE II. *Sels secondaires ou neutres.*

Nous comprenons sous le nom de sels secondaires, toutes les matières qui sont composées de deux substances salines primitives com-

(1) Il faut se rappeler que cet Ouvrage est divisé en quatre Parties. La première, traitée dans le premier volume, comprend dans huit Chapitres les généralités de la Chimie.

Tome II.

A



binées ensemble. Ces sels ont été nommés neutres, parce qu'ils n'ont point les caractères des sels primitifs; c'est-à-dire qu'ils ne sont en général ni acides ni alkalis. Cependant il en est plusieurs, comme le borax, la craie & les alkalis unis à l'acide carbonique, qui jouissent de quelques-unes des propriétés des sels primitifs; mais dans un degré beaucoup moins marqué qu'eux. Ces sels secondaires n'ont point une saveur aussi forte que la plupart des sels primitifs; leur tendance à la combinaison & leur dissolubilité sont moins considérables; mais ce qui les distingue sur-tout des premiers, c'est qu'ils ne peuvent point communiquer les propriétés salines à d'autres corps comme les sels primitifs; leur forme cristalline constante est encore un caractère marqué dont l'étude appartient au naturaliste & qui quelquefois indique leur nature,

La seconde renferme le règne minéral ou la minéralogie; la troisième contient l'histoire chimique des végétaux, & la quatrième celle des substances animales.

La minéralogie a été partagée en trois Sections. La première, contenue dans le premier volume, expose dans quatre Chapitres les caractères physiques & chimiques des terres & des pierres. La seconde Section est destinée aux matières salines; ce volume commence par un des Chapitres de cette seconde Section.

quoiqu'elle soit souvent capable d'induire en erreur.

On appelle ordinairement base, la matière la plus fixe qui entre dans la composition des sels neutres. Comme cette base, qui quelquefois est volatile, donne plusieurs caractères généraux assez constans aux diverses combinaisons qu'elle forme avec les acides, nous prendrons le nom de la base pour distinguer les genres que nous établirons dans les sels secondaires. Nous diviserons donc ces sels en autant de genres qu'il y a de bases salines ou alkalinés qui peuvent être unies aux acides.

Le premier genre comprendra ceux qui sont formés par l'union des deux alkalis fixes avec les acides; nous les appellerons *sels neutres parfaits*, parce que leur union est très-intime.

Le deuxième genre renfermera ceux qui sont composés par l'alkali volatil ou l'ammoniaque combiné avec les acides. Ils seront désignés sous le nom de *sels ammoniacaux*, d'après le nom de leur base adopté par les modernes. On pourroit aussi les connoître sous celui de sels imparfaits, parce qu'ils sont beaucoup plus décomposables que les premiers.

Dans le troisième genre nous rangerons les sels neutres dont la chaux est la base. Ils sont en général moins parfaits que ceux du second.

genre, quoique la chaux ait plus d'affinité avec les acides que n'en a l'ammoniaque, comme les détails le feront voir. Ces sels auront le titre de *sels neutres calcaires*.

La magnésie combinée avec les divers acides, constituera le quatrième genre des sels neutres. Ces sels sont plus décomposables que les précédens, parce que la chaux & les alkalis ont plus d'affinité avec les acides que n'en a la magnésie. Ils retiendront le nom de *sels neutres magnésiens* ou à base de magnésie.

Le cinquième genre sera destiné à ceux qui ont la terre argileuse pure ou l'alumine pour base. Comme l'alun est la principale de ces combinaisons, on leur a donné le nom générique de *sels alumineux*. Les alkalis, la chaux & la magnésie décomposent en général les sels neutres alumineux.

Enfin dans le sixième genre nous placerons les sels neutres à base de baryte ou terre pesante. Ces sels ainsi que la plupart de ceux des deux genres précédens, ne sont que très-peu connus. On les appelle *sels barytiques*.

On conçoit que ces différentes bases combinées avec les acides dont nous avons examiné les propriétés doivent donner un grand nombre de sels neutres, & que ce nombre peut même aller beaucoup au-delà, si l'on admet

avec Bergman , pour des composés particuliers , ceux qui résultent de l'union de ces mêmes bases avec les acides qu'il appelle *phlogistiques* , & qui sont privés d'une partie de leur oxygène suivant la doctrine moderne. Mais ces derniers n'étant que des modifications peu durables , qui s'altèrent par le contact de l'air , & qui passent assez promptement à l'état des véritables sels neutres , nous croyons ne pas devoir multiplier ces substances dont le nombre n'est déjà que trop considérable ; & nous nous proposons d'indiquer les différences que présentent ces sels suivant l'état de leurs acides. Nous observons encore que les bases alkales dont nous venons de faire l'énumération combinées avec l'eau régale , donnant des sels nitreux & muriatiques mêlés qu'on peut obtenir isolés & qui sont parfaitement semblables à ceux que forment ces deux acides séparés , nous ne parlerons que des combinaisons de ces mêmes bases avec les acides simples. Comme nous n'avons encore examiné que les six principaux acides , nous ne traiterons que des combinaisons salines neutres de ceux-ci.

Quant au rang & à la disposition des différentes sortes de sels neutres , nous avons cru devoir suivre l'ordre de la force d'attraction des acides : ainsi dans tous les genres nous

commencerons par les sels sulfatiques, & nous passerons de suite aux sels nitriques, aux muriatiques, à ceux dans lesquels entre l'acide boracique, puis à ceux qui sont formés par l'acide fluorique; & enfin nous terminerons ces détails par les sels qui contiennent l'acide carbonique, parce que cet acide est le plus foible de tous.

Nous adopterons pour désigner tous ces sels les noms composés des acides & des bases, afin que cette nomenclature exprime la nature de chacun, & qu'il ne puisse plus y avoir d'erreur sur ce point; nous aurons soin d'y joindre une synonymie pour faire connoître les différens noms que chaque sel neutre a reçus à diverses époques.

**Genre I. SELS NEUTRES PARFAITS,
OU A BASE D'ALKALIS FIXES.**

Sorte I. SULFATE DE POTASSE.

Le sulfate de potasse qui a été nommé *tartre vitriolé*, *sel de duobus*, *sel polychreste*, *arcanum duplicatum*, est un sel neutre parfait, résultant de la combinaison de l'acide sulfurique avec la potasse, comme le nom adopté l'indique. Il n'existe que très-rarement dans le règne miné-

ral ; quelques végétaux en contiennent une petite quantité.

Ce sel est communément sous la forme d'un corps transparent , plus ou moins blanc & régulier. Ses cristaux varient suivant les circonstances de sa cristallisation. Quand elle a été faite en petit & avec lenteur , elle donne des pyramides transparentes à six pans , taillées à-peu-près comme des pointes de diamans en roses , ou plus rarement des prismes à six faces terminés par une ou par deux pyramides hexaèdres , à-peu-près comme le cristal de roche. Mais si l'évaporation a été très-prompte , tous les cristaux s'agglutinent & se confondent sous la forme d'une croûte solide , dont la surface est hérissée de pointes ou de pyramides irrégulières ; tel est celui du commerce. Enfin , lorsque pour avoir des cristaux très-réguliers de ce sel , on expose sa dissolution à évaporation lente & spontanée , opérée par la chaleur de l'atmosphère , on obtient souvent des solides à douze faces , formés par deux pyramides hexaèdres réunies à leur base , & quelquefois séparées par un commencement de prisme à six pans. Il est vrai que ces derniers cristaux sont ordinairement sales , & n'ont jamais la blancheur ni la transparence de ceux qu'on obtient par la première évaporation. Mais c'est une difficulté qui existe

dans la plupart des sels neutres. Ils sont presque toujours blancs aux dépens de la forme, ou réguliers aux dépens de la transparence.

Le sulfate de potasse a une saveur amère, assez désagréable; il n'éprouve que peu d'altération de la part du feu. Lorsqu'on l'expose sur des charbons ardents, il se brise avec bruit en un grand nombre de petits fragmens; ce phénomène, qu'on appelle décrépitation, dépend de la raréfaction subite de l'eau de sa cristallisation. Lorsque le sulfate de potasse a décrépité, il n'a rien perdu de ses propriétés essentielles. Si on l'expose dans un creuset à l'action du feu, il décrépité également, & devient sec, friable & même pulvérulent en perdant l'eau de sa cristallisation; il rougit avant de se fondre; il lui faut même un feu assez violent pour entrer en fusion; exposé au froid lorsqu'il est fondu, il se prend en une masse opaque, friable, dissoluble, qui n'a éprouvé aucune altération dans ses principes, puisqu'on peut lui rendre sa forme transparente & cristalline en le dissolvant de nouveau dans l'eau. Tenu en fusion dans un vaisseau ouvert, il se volatilise, mais toujours sans se décomposer.

Le sulfate de potasse n'éprouve aucune altération à l'air; il reste dans son état cristallin sans rien perdre; ni de sa forme, ni de sa transpa-

rence. Il est peu dissoluble dans l'eau, mais cependant dans des degrés très-différens, suivant la température de ce fluide. Suivant Spielman, il faut environ dix-huit parties d'eau froide pour dissoudre une partie de ce sel neutre; lorsqu'elle est bouillante elle paroît en dissoudre presque le quart de son poids, puisque M. Baumé assure que quatre onces d'eau bouillante dissolvent sept gros quarante-huit grains de sulfate de potasse. Il se cristallise en partie par refroidissement, & plus encore par évaporation; il ne retient que peu d'eau dans ses cristaux; c'est ce qui fait qu'il ne change point d'état lorsqu'on l'expose à l'air.

Le sulfate de potasse n'a point d'action sur les terres simples. On a observé que celui qui est par hasard uni aux sels fondans, dont on se sert pour faire le verre, se retrouve dans les scories, & on le retire en assez grande quantité du fiel de verre.

La baryte ou terre pesante décompose le sulfate de potasse suivant Bergman, parce qu'elle a plus d'affinité avec l'acide sulfurique que n'en a la potasse. Si l'on verse une dissolution de cette terre dans une dissolution de ce sel, il se forme un précipité de sulfate barytique ou *spath pesant* tout-à-fait insoluble, & dont nous examinerons plus bas les propriétés. La potasse

reste pure & caustique en dissolution dans la liqueur.

La chaux & la magnésie n'ont aucune action sur le sulfate de potasse, mais plusieurs acides en ont une très-marquée sur ce sel. Rouelle a découvert qu'il étoit possible de combiner avec ce sel une plus grande quantité d'acide sulfurique, que celle qu'il contient naturellement. Son procédé consistoit à distiller de l'acide sulfurique concentré sur le sulfate de potasse; ce dernier reste impregné d'acide, & acquiert des propriétés nouvelles; celles de rougir la teinture de violettes, d'être plus dissoluble dans l'eau, d'avoir une saveur aigre, & de faire effervescence avec les alkalis saturés d'acide carbonique, même après avoir été dissous & cristallisé. M. Baumé a soutenu que cet acide n'étoit point réellement combiné, & qu'on pouvoit l'enlever au sel neutre en le faisant simplement égoûter sur du papier gris ou sur le sable. Cependant Macquer remarque que l'acide sulfurique adhère avec une force assez considérable au sulfate de potasse, & croit que cette adhérence est due à une affinité particulière de ces deux substances, puisque suivant lui l'action du feu & celle de l'eau ne peuvent la détruire. J'ai fait plusieurs fois cette combinaison d'acide sulfurique concentré & de sulfate de potasse à la manière de

Rouelle ; c'est-à-dire , par la distillation dans des cornues de verre , & j'ai observé des phénomènes dont on n'a pas fait assez mention dans la discussion savante qui s'est élevée sur cet objet. Le sulfate de potasse s'est fondu en une espèce de verre ou d'émail blanc opaque , d'une saveur fort acide ; mais cette fritte vitreuse n'a point attiré l'humidité de l'air , elle s'est au contraire comme effleurie , lorsque l'acide ne faisoit que le quart du poids total ; il y a donc , comme l'a pensé Macquer , une adhérence assez forte entre ce sel neutre & l'acide ; & cette adhérence est due sans doute à une combinaison particulière.

M. Bauné a observé que le sulfate de potasse éprouvoit une altération très-marquée de la part de l'acide nitreux. Si l'on fait bouillir de l'eau forte sur ce sel , l'acide nitreux s'empare d'une partie de la potasse & en dégage l'acide sulfurique ; en laissant refroidir ce mélange , il se cristallise du véritable nitre. On avoit cru d'abord que cette décomposition ne s'opéroit qu'à l'aide de la chaleur ; mais l'esprit de nitre fumant versé sur du sulfate de potasse en poudre , dépose des cristaux de nitre au bout de plusieurs heures. On avoit aussi avancé que le mélange devenant froid , l'acide sulfurique reprenoit ses droits , & décomposoit à son tour le nitre de potasse ;

cependant j'ai conservé plusieurs années des mélanges de sulfate de potasse & d'esprit de nitre , au fond desquels il est resté constamment des cristaux salins qui détonnent sur les charbons , & qui n'ont point changé de nature , quoiqu'ils soient plongés dans l'acide sulfurique , séparé par l'acide nitreux. M. Cornette a observé que l'acide muriatique concentré décompose aussi le sulfate de potasse même à froid. Il sembleroit d'après ces deux faits , que la loi d'affinité relative aux différens acides , n'est pas si constante qu'on l'avoit cru ; cependant il faut observer avec Bergman , 1°. qu'il n'y a qu'un tiers de sulfate de potasse décomposé dans ces expériences , quelle que soit la quantité d'acides nitreux & muriatique employée , tandis que l'acide sulfurique , en dose modérée , décompose complètement les sels nitreux & muriatiques ; 2°. que ces décompositions n'ont lieu que lorsque le sulfate de potasse contient un peu d'acide sulfurique excédent à sa neutralisation.

La décomposition la plus importante du sulfate de potasse est celle qui a lieu par beaucoup de matières combustibles , notamment par le charbon & par plusieurs substances métalliques. (Voyez *mes Mémoires de Chimie* , pag. 225.) Si l'on chauffe fortement dans un creuset un mélange de ce sel & de charbon , le sulfate

de potasse n'existera plus, & l'on ne retrouvera que du soufre uni à l'alkali fixe. Stal a regardé cette expérience comme très-propre à démontrer la présence du phlogistique ; les chimistes modernes l'expliquent par la théorie pneumatique ; nous exposerons ces diverses théories dans l'histoire du soufre.

Un quintal de sulfate de potasse cristallisé contient, suivant Bergman, environ 52 parties de potasse, 40 d'acide sulfurique, & 8 d'eau de cristallisation.

Ce sel n'existant que rarement & en petite quantité dans la nature, celui qu'on emploie en médecine est toujours le produit de l'art. On peut le faire de trois manières ; premièrement en combinant directement l'acide sulfurique avec la potasse ; il en résulte sur-le-champ du sulfate de potasse qu'on peut dissoudre dans l'eau & faire cristalliser, comme nous l'avons dit. Le second moyen, c'est de décomposer à l'aide de l'acide sulfurique, les sels neutres formés par l'union de la potasse aux autres acides, tels que le nitrate, le muriate & le carbonate de potasse, &c. il résulte toujours du sulfate de potasse de ces décompositions. La troisième manière de former ce sel, c'est de décomposer les sels sulfuriques terreux & métalliques par la potasse. Cette dernière précipite

les substances salino-terreuses & les foxides métalliques unis à l'acide sulfurique. Nous reviendrons sur ces deux dernières manières de préparer le sulfate de potasse, lorsqu'il sera question des sels neutres qu'on emploie pour cette préparation.

Ce sel n'est d'un grand usage qu'en médecine. C'est un purgatif assez bon. On le donne quelquefois seul à la dose d'une demi-once ou d'une once. Le plus souvent on ne l'administre qu'à celle d'un ou de deux gros, associé comme auxiliaire, à d'autres médicamens purgatifs. On l'emploie aussi comme fondant dans les maladies chroniques & sur-tout dans les dépôts laiteux. On le donne alors à la dose de quelques gros dans des boissons appropriées; mais sa vertu fondante est fort inférieure à celle de plusieurs autres sels neutres plus solubles & plus sapides.

L'acide sulfureux, ou l'acide sulfurique avec excès de soufre, uni à la potasse, forme un sel neutre un peu différent du précédent, que Stahl appelloit sel sulfureux, & que nous nommerons *sulfite de potasse*; ce sel cristallise en polyèdres à dix faces, ou en deux pyramides tétraèdres coupées vers leurs bases; il est très-amer, très-dissoluble, légèrement déliquescent; presque tous les acides minéraux & plusieurs aci-

des végétaux en dégagent l'acide sulfureux sous la forme de gaz & avec effervescence. Exposé à l'air, le sulfite de potasse absorbe peu à peu de l'oxigène & devient sulfate de potasse.

Sorte II. SULFATE DE SOUDE.

Le sulfate de soude nommé jusqu'à présent *sel de Glauber*, d'après le nom du Chimiste allemand qui l'a découvert, est un sel neutre parfait formé, comme l'indique son nom, par l'union de l'acide sulfurique & de l'alkali minéral ou soude. Ce sel a beaucoup de propriétés communes avec le sulfate de potasse, & il en a quelques-unes de particulières; il est également cristallisable; il a une saveur amère; il est très-peu fusible; il est soluble dans l'eau; il ne s'unit point aux terres; il est en partie décomposable par les acides nitreux & muriatique, comme le sulfate de potasse; cependant plusieurs de ses propriétés s'éloignent beaucoup de celles de ce dernier, comme nous allons le voir en les parcourant plus en détail.

Le sulfate de soude est ordinairement un corps plus ou moins blanc ou transparent, d'une forme régulière. Ses cristaux sont des prismes à six faces inégales & striées, terminés par des sommets dièdres. Il est rare qu'ils aient cette forme régulière, le nombre des faces varie ainsi

que leur étendue, leur position, leurs stries, comme l'a exposé fort en détail M. Romé de Lille dans sa cristallographie. Ses cristaux varient aussi en étendue depuis celle de prismes très-fins ou de petites aiguilles, jusqu'à celle de gros prismes de près d'un pouce de diamètre, & de 6 à 8 pouces de longueur, comme on les obtient dans des cristallisations en grand. La saveur de ce sel est d'abord fraîche, puis d'une amertume très-forte. Il n'altère point les couleurs bleues végétales.

Lorsqu'on l'expose à l'action du feu, il se liquéfie assez promptement, mais bientôt il se dessèche & devient d'un blanc mat ; dans cet état, il ne peut être fondu qu'à une chaleur considérable, comme le sulfate de potasse. Pour bien concevoir ce qui se passe dans cette action du feu sur le sulfate de soude, il faut distinguer deux espèces de fusion dans les matières salines ; l'une qui est due à l'eau qui entre dans la formation de leurs cristaux, & qu'on appelle fusion aqueuse ; elle n'a lieu que pour les sels qui sont plus solubles dans l'eau chaude que dans l'eau froide ; & elle est due à ce que la portion de ce fluide qui entre dans la constitution des cristaux salins, s'échauffe & devient alors capable de dissoudre la matière saline ; cette fusion aqueuse n'est donc qu'une dissolution

tion

tion par l'eau chaude ; aussi le sulfate de soude fondu se prend-il en masse lorsqu'on le laisse refroidir. Mais si l'on continue de le chauffer, après l'avoir fait liquéfier, il se dessèche & devient blanc ; alors la fusion qu'on opère à l'aide d'une plus grande chaleur est vraiment due au feu, & se nomme fusion ignée. Le sulfate de soude est donc tout aussi peu fusible que le sulfate de potasse ; comme lui, il se volatilise à la dernière violence du feu, mais il n'éprouve aucune altération dans ses principes par l'action de la chaleur.

C'est encore à la grande quantité d'eau que contiennent les cristaux de sulfate de soude, qu'est due la propriété qu'ils ont de se réduire en une poussière blanche très-fine, lorsqu'on les laisse exposés à l'air. On donne à ce phénomène le nom d'*efflorescence*, parce qu'en effet les cristaux se couvrent d'une espèce de duvet pulvérulent, semblable par la blancheur & par la forme, aux matières sublimées que l'on connoît en chimie sous le nom impropre de *fleurs*. Ce n'est que parce qu'il perd l'eau qui entre dans la composition de ses cristaux, que ce sel tombe ainsi en poussière par le contact de l'air ; aussi son efflorescence n'est-elle jamais plus rapide & plus marquée que lorsque l'air est très-sec & par conséquent très-avide d'humidité. Ce phénomène est donc très-analogue au dessèchement

opéré par la chaleur ; tous les deux dépendent uniquement de l'évaporation de l'eau qui fait partie constituante des cristaux. Cependant comme l'eau qui entre dans les cristaux de sulfate de soude & dans ceux de tous les sels efflorescens en général, est exactement combinée avec la matière saline, il paroît que c'est par une espèce d'attraction élective entre l'air & l'eau que l'efflorescence a lieu. Ce phénomène doit être regardé comme une décomposition des cristaux, opérée en raison de l'affinité plus grande qu'il y a entre l'eau & l'air, qu'entre l'eau & la matière saline. C'est ainsi que j'ai toujours conçu l'efflorescence, & je ne vois pas qu'on puisse l'expliquer autrement. (Voyez *mes Mémoires de Chimie.*) Le sulfate de soude perd presque la moitié de son poids dans cette altération ; mais sa nature n'est pas changée, on peut lui rendre sa forme cristalline, en lui restituant l'eau qu'il a perdue. Quoiqu'aucun auteur de matière médicale n'ait fait cette observation, il nous paroît important de connoître exactement la quantité d'eau que perd le sulfate de soude dans son efflorescence, pour prescrire en médecine une dose toujours égale de ce sel dans ces deux états. On doit le donner effleuré à un peu plus d'un tiers de moins que lorsqu'il est en beaux cristaux transparents.

Le sulfate de soude est très-dissoluble dans l'eau. Il ne faut que quatre parties d'eau froide pour en dissoudre une partie. Cette quantité d'eau nécessaire à sa dissolution, diminue en proportion de la chaleur de ce fluide. Une partie d'eau bouillante dissout presque son poids de ce sel. C'est sur cette propriété qu'est fondée la manière de le faire cristalliser. Comme il est plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide, il suffit de laisser refroidir une dissolution bien chargée de ce sel, & elle donne des cristaux d'autant plus beaux & plus réguliers, que la dissolution est faite à plus grande dose, & qu'elle se refroidit avec plus de lenteur. En faisant cette opération en grand dans les pharmacies, on obtient souvent des prismes striés de plusieurs pouces de longueur, dans lesquels on peut facilement reconnoître la forme régulière de ce sel.

Le sulfate de soude n'a pas plus d'action sur les terres silicee & alumineuse que le sulfate de potasse; il n'entre pas plus que lui dans la formation des verres à cause de son peu de fusibilité. La baryte le décompose comme le sulfate de potasse, mais les autres substances salino-terreuses ne l'altèrent en aucune manière.

La potasse pure & caustique mêlée à une dissolution de sulfate de soude le décompose, parce qu'elle a plus d'affinité avec l'acide sulfuri-

que, que n'en a la soude. Pour se convaincre de cette vérité, il suffit de verser une lessive de potasse caustique dans une dissolution chaude & bien saturée de sulfate de soude. Cette dissolution qui auroit donné des cristaux de ce dernier sel par le refroidissement, ne fournit que du sulfate de potasse par l'évaporation; l'eau mère contient la soude caustique.

L'acide sulfurique se combine avec le sulfate de soude, & y adhère de la même manière qu'au sulfate de potasse.

Les acides nitreux & muriatique le décomposent alors avec les mêmes circonstances que ce dernier sel.

Lorsqu'on chauffe fortement le sulfate de soude avec du charbon & quelques métaux, l'acide sulfurique passe à l'état de soufre, comme nous le dirons plus en détail dans l'histoire de ce corps combustible.

Toutes les propriétés du sulfate de soude, qui diffèrent de celles du sulfate de potasse, sont voir que les deux alkalis fixes, qui se ressemblent parfaitement lorsqu'on les considère dans leur état de pureté, sont cependant très-différents l'un de l'autre, puisqu'ils forment des sels très-différents avec le même acide. D'ailleurs la proportion des principes de ce sel diffère beaucoup de celle qui constitue le sulfate de

potasse ; puisqu'un quintal de sulfate de soude contient, d'après les recherches de Bergman, 15 parties de soude, 27 parties d'acide sulfurique, & 58 parties d'eau.

Ce sel est plus abondant dans la nature que le sulfate de potasse. On le trouve en assez grande quantité dans les eaux de la mer, dans celles de certaines fontaines salées, & sur-tout dans plusieurs eaux minérales. L'art peut d'ailleurs lui donner naissance par les trois moyens dont nous avons parlé à l'article du sulfate de potasse. Il n'est pas plus employé dans les arts que ce dernier ; mais il l'est beaucoup plus que lui en médecine. On le donne comme fondant, apéritif & purgatif, depuis un demi-gros jusqu'à une once & demie, suivant les cas où on l'administre ; ses effets sont même plus marqués & plus prompts que ceux du sulfate de potasse, parce qu'il est beaucoup plus soluble dans nos humeurs, & parce que sa saveur est plus vive.

On ne connoît pas les propriétés du sulfite de soude, ou de la combinaison de l'acide sulfureux avec l'alkali de la soude.

Sorte III. NITRATE DE POTASSE OU NITRE ORDINAIRE.

Le nitrate de potasse, le nitre commun ou salpêtre, est un sel neutre formé par la combinaison saturée de l'acide nitrique avec la

potasse. Ce sel a une saveur fraîche ; il est parfaitement neutre ; il n'altère point la couleur du sirop de violettes. Ses cristaux sont des prismes à six faces , terminés par des pyramides dièdres ou en biseau , & souvent creusés par un canal dans toute leur longueur.

Il existe en très-grande quantité dans la nature ; il se forme journellement dans les lieux habités par les animaux. On le trouve assez abondamment sur les murs abrités de la pluie ; on l'appelle alors salpêtre ou nitre de houffage.

Il paroît qu'il y a trois circonstances principales qui favorisent sa formation. La première , c'est la présence de la craie ou d'un sel calcaire quelconque ; c'est ainsi que se forme le nitre de houffage que l'on ramasse sur les murs recouverts de plâtre ; c'est ainsi que les démolitions des vieux édifices contiennent de grandes quantités de nitre. Ce sel se trouve encore tout pur dans des craies ; M. le duc de la Rochefoucault en a retiré jusqu'à une once par livre d'une craie de la Roche-Guyon.

La seconde circonstance dans laquelle ce sel se produit , c'est la putréfaction ou la décomposition spontanée des matières végétales & animales. C'est un fait très-connu que les lieux arrosés de liqueurs animales ou qui contiennent des matières animales en putréfaction , tels que les

fumiers, les étables, les latrines, produisent beaucoup de nitrate de potasse. On a profité de cette observation constante pour former des nitrières artificielles; on construit des fosses ou des hangards couverts, mais exposés à l'air par les côtés; on les remplit de substances putrescibles comme du fumier, des excréments de quadrupèdes, des fientes de volailles, des débris de végétaux; on arrose ces matières de tems en tems, & sur-tout avec des eaux chargées de substances animales ou végétales susceptibles de se pourrir, & on les agite pour renouveler toutes les surfaces. Lorsque la putréfaction est avancée, on prend une petite portion de ces matières & on la lessive pour s'assurer de ce qu'elle contient de nitre: si on la trouve assez chargée on lessive toute la matière.

La troisième circonstance qui paroît favoriser la production du nitre, c'est le contact de l'air. Telle est la raison de la formation du salpêtre de houffage; c'est aussi celle pour laquelle on agite les mélanges des nitrières artificielles, pour que l'air les touche dans tous leurs points. Enfin les craies qui contiennent naturellement du nitre, n'en fournissent qu'à une certaine profondeur, & point du tout au-delà de cet espace. Si ces trois circonstances sont réunies, la production du nitre sera très-abondante; tels sont les principes sur

lesquels il faut construire des nitrières artificielles.

On ne connoît que depuis peu de tems la théorie de la formation du nitre. Glauber & plusieurs autres chimistes qui l'ont suivi, pensoient que ce sel étoit tout formé dans les végétaux, qu'il passoit delà dans les animaux, & que la putréfaction ne faisoit que le dégager de ses entraves ; mais on a bientôt reconnu que les végétaux n'en contenoient point une assez grande quantité pour suffire à celle que l'on retire dans les nitrières artificielles. M. Thouvenel qui a remporté le prix de l'académie sur la formation du nitre, a fait beaucoup d'expériences pour en déterminer la cause, & il a reconnu que l'acide nitrique étoit produit par la combinaison d'un fluide élastique dégagé des matières animales en putréfaction & de l'air vital. Il a également établi que cet acide une fois formé, se combine avec la terre calcaire lorsque l'on n'emploie que des matières animales pour les nitrières, & que les débris des végétaux sont utiles pour fournir l'alcali fixe ou la potasse, qui est la base du nitre ordinaire. Mais M. Thouvenel n'avoit point déterminé la nature du gaz qui se dégage des matières animales en putréfaction, & c'est M. Cavendish qui a démontré que ce gaz est le même que celui qui constitue un des principes de l'atmosphère, sous le nom d'air phlogistique, de

mosette atmosphérique, ou de gaz azotique ; il a fait de véritable acide nitrique par la combinaison de ce gaz avec l'air vital au moyen de l'étincelle électrique.

Le nitrate de potasse est très-altérable par la chaleur : si on l'expose à l'action du feu dans un creuset, il se liquéfie assez vite, & cette liquéfaction est une fusion ignée ; car quoiqu'on le tienne quelque tems dans cet état, il ne se dessèche pas, & peut rougir sans prendre la forme sèche. Si on le laisse refroidir après l'avoir fait fondre, il se fige en une masse opaque que l'on nomme cristal minéral, & qui est aussi pesant, aussi fusible & aussi dissoluble que le nitrate de potasse. Le cristal minéral des pharmacies diffère du nitre pur fondu, en ce qu'il contient un peu de sulfate de potasse produit par la combustion du soufre qu'on ajoute, à la dose d'un gros par livre de nitre, suivant la pharmacopée de Paris.

Si on laisse le nitrate de potasse exposé à l'action du feu après sa fusion, il se décompose & il s'alkalise de lui-même. Cette opération faite dans une cornue réussit de même, & instruit en même tems sur la décomposition de l'acide nitrique. En effet au lieu d'obtenir cet acide pur, il passe une grande quantité d'un fluide aériforme qu'on peut recueillir au-dessus

de l'eau, & qui est de véritable air vital mêlé de gaz azotique. L'alkali résidu fait ordinairement fondre très-vîte la cornue, & on ne peut poursuivre l'opération jusqu'à la fin qu'avec une cornue de grès très-réfractaire. Voilà donc l'acide nitrique entièrement décomposé en air vital & en gaz azotique; par le moyen de la chaleur qui seule sépare les deux principes. Si l'on ne pousse point le feu jusqu'à décomposer entièrement le nitrate de potasse, l'alkali reste chargé d'une certaine quantité d'acide nitreux, ou nitrique avec excès de gaz nitreux; on en dégage cet acide avec le vinaigre; ce sel dans cet état est ce que nous appellons *nitrite de potasse*, en raison de l'état de l'acide nitreux surchargé d'azote; comme on nomme *sulfite de potasse*, la combinaison de l'acide sulfureux avec cet alkali; si l'on chauffe plus fortement le nitrate de potasse, l'alkali reste pur & caustique. On conçoit d'après la facilité avec laquelle la chaleur décompose le nitrate de potasse, que pour faire du cristal minéral par la simple fusion il ne faut pas tenir ce sel trop long-tems au feu; sans cette précaution ce médicament contiendrait un excès de potasse dont l'effet seroit beaucoup trop violent.

Le nitrate de potasse se décompose avec d'autres phénomènes, lorsqu'on l'expose à l'action du

feu avec des corps combustibles : appliqué sur un charbon, il produit une flamme blanche, vive, accompagnée d'une espèce de décrépitation ; c'est ce qu'on appelle détonation ou fusion du nitre, on dit alors que ce sel détonne ou fuse, & c'est à ce caractère qu'on le reconnoît facilement. Stahl croyoit que ce phénomène étoit dû à la combinaison rapide de l'acide du nitre avec le phlogistique ; & M. Baumé d'après cette théorie pensoit qu'il se formoit dans cette expérience un soufre nitreux qui s'enflammoit sur-le-champ. J'ai lu en 1780 à l'académie un mémoire dans lequel j'ai démontré que le nitrate de potasse n'est pas combustible par lui-même & ne forme pas de soufre nitreux dans sa détonation, mais que ce phénomène n'est dû qu'à ce que la matière combustible, qu'il est nécessaire d'ajouter à ce sel pour le faire détoner, brûle plus ou moins rapidement, à l'aide de l'air vital qui se dégage en grande quantité du nitrate de potasse fortement chauffé. Cette théorie est complètement prouvée, 1°. parce que ce sel ne fuse jamais seul ; 2°. parce qu'après sa détonation à l'aide d'une matière inflammable, cette dernière est entièrement brûlée ; 3°. parce que plus la quantité de nitrate de potasse est grande relativement à celle du corps combustible, plus la combustion de ce corps est

complète ; 4°. enfin parce que la détonation a lieu aussi bien dans les vaisseaux clos qu'à l'air libre, ce qui ne peut se faire qu'à l'aide de l'air vital fourni par ce sel. Cette assertion est entièrement démontrée par ce qui se passe dans l'opération des clyffus de nitre, qui ne sont que des détonations de ce sel avec différentes matières combustibles dans des vaisseaux fermés. Nous ne citerons ici que celle qui se fait avec le charbon. On adapte deux ou trois ballons enfilés à une cornue de terre ou de fer, à laquelle on a pratiqué dans la partie supérieure une ouverture que l'on peut boucher avec un couvercle. On fait chauffer ce vaisseau, & lorsque son fond est rouge, on projette peu-à-peu le mélange de nitrate de potasse & de charbon par la tubulure que l'on ferme promptement. Pendant la détonation les ballons sont remplis de vapeurs dont une partie se condense en une liqueur fade nullement acide & souvent alkaline; le résidu n'est que de la potasse chargée d'acide carbonique : l'acide nitrique est donc entièrement décomposé, il se produit une grande quantité de gaz que j'ai recueilli en adaptant à la partie supérieure des ballons qui étoient tubulés dans cette région, ou une vessie ou des tubes dont les extrémités étoient reçues sous des cloches pleines d'eau. Ce gaz étoit en grande partie

de l'acide carbonique, mêlé d'un peu de gaz inflammable & de gaz azotique, l'un des principes de l'acide nitrique. Le gaz inflammable provient de la décomposition d'une partie de l'eau du nitre par le charbon.

Le résidu de la détonation du nitrate de potasse avec du charbon faite dans un creuset, porte le nom impropre de *nitre fixé par les charbons* ; c'est de la potasse combinée avec l'acide carbonique.

Le nitrate de potasse bien pur ne s'altère en aucune manière à l'air.

Il est très-dissoluble puisque trois ou quatre parties d'eau froide en dissolvent une partie, & l'eau bouillante en dissout le double de son poids. Aussi cristallise-t-il très-bien par refroidissement ; c'est sur ces deux propriétés qu'est fondé l'art d'extraire le nitrate de potasse des plâtras où il est contenu. Les salpêtriers mettent les plâtras concassés dans des tonneaux dont le fond percé d'un trou dans son milieu est couvert de cendres. Ils y font passer de l'eau jusqu'à ce qu'elle en soit très-chargée, observant de mettre l'eau pure sur des plâtras déjà lavés pour les épuiser tout-à-fait, & l'eau déjà salée sur des plâtras neufs pour la charger entièrement. Ils font ensuite évaporer leur lessive dans des chaudières de cuivre. Ils en

retirent les premières pellicules qui ne sont que du muriate de soude ou sel marin contenu dans les plâtras. Ils nomment ce sel *grain*, & ils sont obligés par leurs réglemens de le rapporter aux raffineries. Lorsque l'eau est assez évaporée pour qu'elle se fige par le refroidissement, ils la mettent dans des bassinaux où le nitrate de potasse se cristallise : ce sel est très-impur & très-salé ; c'est ce qu'on appelle le nitre de la première cuite. Quelques chimistes ont cru que les cendres employées par les salpêtriers ne servoient qu'à dégraisser le nitrate de potasse, & cette opinion paroissoit fondée sur ce que ces matières ne contiennent presque point d'alkali, & sur-tout sur ce que les salpêtriers du Languedoc emploient les cendres de tamarisc, qui ne contiennent que du sulfate de soude. Mais ce sel ainsi que le sulfate de potasse est tout aussi bon pour décomposer le nitrate calcaire qui se trouve en grande quantité dans les plâtras, par la voie des attractions électives doubles, ainsi que M. Lavoisier l'a observé pour les cendres lessivées employées par les salpêtriers de Paris : nous reviendrons sur ce fait avec plus de détail à l'article du nitrate calcaire.

Le nitrate de potasse de la première cuite est toujours fort impur ; il contient outre le nitre pur cinq autres sortes de sels ; savoir, du muriaté

de soude, du nitrate de magnésie, du nitrate calcaire, du muriate de magnésie & du muriate calcaire, qu'il s'agit de séparer pour avoir le nitrate de potasse dans son état de pureté. On parvient à le purifier en le faisant redissoudre dans le moins d'eau possible, en clarifiant cette liqueur bouillante à l'aide du sang de bœuf dont le coagulum albumineux formé par la chaleur, entraîne toutes les impuretés en s'élevant du fond de la liqueur à sa surface; on fait ensuite évaporer cette seconde lessive, & on en obtient par le refroidissement un nitrate de potasse, qui est beaucoup plus pur & qu'on nomme nitre de la seconde cuite. Il est encore altéré par une certaine quantité de muriate de soude & d'eau mère. On le purifie une troisième fois par le même procédé, & il devient beaucoup plus blanc & plus pur; c'est le nitre de la troisième cuite. Comme on le fait cristalliser très-promp-
 tement, il est en grosses masses assez confuses; il se forme cependant dans le milieu des bassins une couche de cristaux allongés & réguliers qu'on appelle nitre en baguette. Ce dernier est rejeté dans les arsenaux, parce qu'il est moins propre à former de bonne poudre à canon, que le nitre en grosses masses informes, à cause de l'eau qu'il retient dans sa cristallisation, & qui nuit à la combustion de la poudre.

Les chimistes & les pharmaciens purifient encore le nitre de la troisième cuite par de nouvelles dissolutions & cristallisations : de cette manière ils sont certains d'avoir un nitrate de potasse très-pur, & qui ne contient plus aucune matière étrangère, sur-tout les muriates à base de soude, de chaux & de magnésie, dont on ne peut presque jamais enlever les dernières portions dans les raffineries en grand (1).

Le nitrate de potasse paroît éprouver quelques altérations de la part de la terre silicee, puisqu'on en retire l'acide en le distillant avec du sable. Cet acide passe sans couleur, il répand quelques vapeurs ; le résidu est plus ou moins vitreux,

(1) Rien n'est si singulier aux yeux des naturalistes & des chimistes, que la production de six sortes de sels dans les plâtras, & sur-tout l'union constante de chaque base alkaline à un acide particulier. La potasse se trouve toujours unie à l'acide nitrique, & la soude est toujours combinée avec l'acide muriatique. Il semble qu'il y ait un rapport particulier entre ces différentes espèces de sels primitifs, & qu'ils se choisissent mutuellement ; car, pourquoi ne trouve-t-on pas de muriate de potasse ou du nitrate de soude ? On pourroit observer la même chose pour les sels terreux : en effet, il y a bien plus de muriate de magnésie & de nitrate calcaire, que de nitrate de magnésie ou de muriate calcaire ; cela indique que la magnésie a une affinité particulière avec l'acide muriatique, & que la chaux en a de même une avec l'acide nitrique.

suivant

suivant la quantité de sable employé, & suivant le degré de chaleur qu'on a donné. Il paroît que le sable décompose le nitre de potasse par la tendance qu'il a pour se combiner avec sa base alkaline, puisqu'en distillant le nitre sans intermède, on n'obtient point d'acide nitreux, mais de l'air vital mêlé de gaz azotique. Je crois que cela vient de ce que dans la distillation du nitre de potasse sans intermède, l'alkali réagit sur l'acide & contribue à sa décomposition; tandis que lorsqu'on chauffe ce sel mêlé avec du sable, ce dernier tendant à s'unir à la potasse pour former du verre, l'empêche de réagir sur l'acide qui passe alors sans altération. Les terres argileuses décomposent aussi le nitre. On se sert communément d'une argile plus ou moins colorée. C'est une pareille terre que les distillateurs d'eau-forte de Paris emploient. Ils introduisent deux livres de nitre de la seconde cuite avec six livres d'argile colorée de Gentilly dans des cornues de terre d'une forme particulière qu'on nomme des *cuines*, & qui sont placées les unes à côté des autres sur des fourneaux allongés, connus sous le nom de galères; leur col est reçu dans une bouteille de même forme qui sert de récipient. Ils retirent, par ce moyen, d'abord une liqueur transparente peu acide, qu'ils nomment flegme de l'eau-

forte, ensuite de l'acide de plus en plus concentré. Le résidu est une substance terreuse rouge & très-dure, qui sert à faire une espèce de mortier. Cette expérience n'est rien moins que propre à prouver que l'argile décompose le nitre de potasse. 1°. Les distillateurs n'emploient qu'un nitre fort impur, & qui contient beaucoup de nitre terreux. 2°. Ils se servent d'une argile très-composée & souvent remplie d'une grande quantité de pyrites dont l'acide vitriolique peut décomposer le nitre. Pour compter sur cette décomposition, il faut la faire avec de l'argile blanche, & mieux encore avec la base de l'alun ou l'alumine. Cette terre n'ayant pas autant de tendance pour s'unir à l'alkali que le sable, & ne formant pas de verre avec ce sel, ne paroît pas pouvoir décomposer aussi complètement le nitre de potasse que le sable. Cependant M. Baumé dit avoir obtenu l'acide du nitre de potasse par la porcelaine & l'argile cuite en grès, qui ne contiennent point d'acide sulfurique, quoiqu'il ait cru que c'étoit à cet acide, contenu dans les argiles, qu'étoit due la décomposition de ce sel.

La baryte décompose le nitre de potasse & en sépare l'alkali. Bergman dans sa table d'affinités, place cette substance salino-terreuse avant les alkalis & immédiatement après l'acide nitrique.

La magnésie, la chaux & les alkalis n'ont aucune action sur le nitre.

Les acides en ont une très-marquée sur ce sel, sur-tout l'acide sulfurique qui a réellement plus d'affinité avec les alkalis que n'en a l'acide nitrique. Si on verse de l'acide sulfurique concentré sur du nitre de potasse bien sec, il se produit une effervescence considérable, & l'on voit s'élever des vapeurs rouges qui ne sont que de l'acide nitreux. En faisant cette opération dans une cornue à laquelle est ajusté un récipient, on recueille cet acide connu sous le nom d'esprit de nitre : cette opération est appelée dans les laboratoires distillation de l'esprit de nitre à la manière de Glauber, parce que c'est ce chimiste qui le premier l'a décrite assez clairement. Dans ce procédé on étoit obligé de laisser au ballon un petit trou ouvert pour donner issue aux vapeurs d'acide nitreux ; on avoit remarqué que ces vapeurs étoient très-difficiles à condenser, & qu'elles occasionnoient deux accidens : le premier étoit la perte d'une quantité notable du plus fort esprit de nitre qui se dissipoit par la tubulure du vaisseau ; le second consistoit dans le danger que couroit l'artiste exposé à ces vapeurs très-âcres & très-corrosives ; c'étoit donc un procédé très-défectueux. M. Woulfe savant chimiste anglois a trouvé le moyen de

remédier à ces inconvéniens : au lieu d'employer un récipient percé d'un petit trou, il se fert d'un ballon à deux pointes ; il place dans l'extrémité de ce vaisseau opposée à la cornue, un tube dont un bout qui fait angle droit avec l'autre plonge dans une bouteille ; cette bouteille a deux tubulures sur ses côtés ; chacune de ces tubulures reçoit un syphon qui passe dans une autre bouteille, placée de chaque côté de la première. Les deux bouteilles collatérales sont jointes par le moyen d'un syphon avec deux vaisseaux pareils dont les tubulures latérales restent ouvertes. La première bouteille reste ordinairement vide, les bouteilles collatérales contiennent une certaine quantité d'eau dans laquelle plonge l'extrémité inférieure & la plus longue du tube qui communique de l'une à l'autre ; la partie supérieure de ces bouteilles reste vide, & lorsque la vapeur d'acide passe au-dessus de l'eau des premières, elle est portée par les autres tubes jusque dans l'eau des bouteilles suivantes. Par cet appareil ingénieux il ne se perd rien du tout, & l'artiste n'est nullement incommodé. L'acide nitreux en vapeur passe dans le ballon & va dans les premières bouteilles où il est absorbé par l'eau. Celui qui ne peut pas l'être, passe dans les secondes bouteilles collatérales, & s'y unit à l'eau

qu'elles contiennent. Il se dégage par la tubulure ouverte des dernières bouteilles une quantité plus ou moins grande d'air vital qu'on peut recueillir dans des cloches. Cet appareil tel qu'il vient d'être décrit a un avantage dont il doit être fait mention ; à la fin de l'opération lorsqu'on laisse refroidir la cornue , il se fait un vide dans les vaisseaux , & l'air extérieur pressant sur l'eau des dernières bouteilles ouvertes , la force de remonter par les syphons dans les premières bouteilles collatérales , & de celles-ci dans la bouteille moyenne & la plus voisine du ballon. Si la première bouteille n'étoit pas vide & n'avoit pas assez de volume pour contenir toute l'eau des suivantes , les liqueurs acides passeroient dans le ballon ; & comme l'acide nitreux le plus fort est contenu dans ce vaisseau , il se trouveroit mêlé avec toutes les liqueurs des bouteilles , & il n'auroit pas le degré de force qu'on y recherche ; cet inconvénient seroit encore plus préjudiciable pour d'autres distillations dont nous parlerons par la suite , parce qu'au lieu de diminuer simplement la force du produit il en altéreroit la pureté.

Pour faire cette opération dans un laboratoire , on met quatre livres de nitre de potasse pur & fondu en cristal minéral dans une cornue.

de grès tubulée placée dans un fourneau de réverbère : on peut aussi se servir de cornues de verre tubulées que l'on place sur un bain de sable. On verse tout-à-la-fois par la tubulure deux livres & demie d'acide sulfurique concentré, & on bouche la cornue. On l'adapte & on la lute promptement à l'appareil décrit ci-dessus qu'on a eu soin de monter la veille. On la chauffe par degrés jusqu'à ce qu'il ne passe plus rien ; on peut régler la conduite de l'opération d'après le dégagement & le passage du gaz dans les bouteilles. S'il est trop rapide, la chaleur est trop violente, & on doit la diminuer de peur que toute la masse de la cornue ne se gonfle trop & ne passe dans le ballon ; si le jeu des bouteilles est trop lent, on augmente le feu pour éviter l'absorption ; ainsi cet appareil a encore l'avantage d'avertir l'artiste sur la marche de son procédé.

Le résidu de cette décomposition est du sulfate de potasse, formé par l'union de l'acide sulfurique avec l'alkali base du nitre : ce sel résidu est connu en pharmacie sous le nom de sel de *duobus*, ou *arcanum duplicatum*. Il est ordinairement en une masse blanche opaque à demi-vitrifiée remplie de cavités qui annoncent son boursoufflement ; ce sel est fort acide, en raison de la quantité d'acide sulfurique que l'on

emploie, & c'est cet excès d'acide qui fait fondre le sel, comme nous l'avons vu dans l'histoire du sulfate de potasse. L'acide nitreux qu'on obtient par ce procédé est très-rouge & très-fumant, en raison de la chaleur forte qu'on emploie dans cette distillation, & qui dégage une portion d'air vital. Comme il est toujours mêlé d'une certaine quantité d'acide sulfurique, on le rectifie en le redistillant sur un quart de son poids de nitre. On doit encore observer qu'il est nécessaire d'employer du nitre de potasse bien pur pour avoir de l'acide nitreux sur les effets duquel on puisse compter. Celui qu'on retire du nitre de la seconde cuite contient de l'acide muriatique, & agit dans les dissolutions à la manière de l'eau régale. On peut purifier cet acide & lui enlever l'acide muriatique qu'il contient par une distillation bien ménagée, comme l'ont démontré MM. de Laffone & Cornette. (*Acad. 1781, pag. 653 à 656.*)

L'acide boracique concret décompose le nitre à l'aide de la chaleur, & en dégage un acide nitrique assez concentré; il paroît que c'est en raison de sa fixité qu'il opère cette décomposition, comme le pensent MM. les Académiciens de Dijon; cependant il faut aussi l'attribuer en partie à l'attraction qui est entre l'acide boracique & la potasse base du nitre.

Le nitre de potasse est d'un très-grand usage dans les arts. Il est le principal & le plus utile des ingrédiens de la poudre à canon, dont nous parlerons à l'article du soufre. Brûlé avec différentes doses de tartre, il forme des matières fondantes nommées flux, qu'on emploie en docimastie, pour fondre & réduire les substances métalliques, &c. &c.

On s'en sert fréquemment en médecine, comme d'un médicament calmant, rafraîchissant, diurétique, anti-septique, &c. On l'administre dans une boisson quelconque à la dose de dix à douze grains, jusqu'à celle d'un demi-gros & plus. Les médecins en obtiennent tous les jours de très-bons effets.

Sorte IV. NITRATE DE SOUDE.

Le nitrate de soude que l'on a nommé *nitre cubique*, *nitre quadrangulaire*, *nitre rhomboïdal*, est le sel neutre parfait, résultant de la combinaison saturée de l'acide nitrique & de la soude.

Ce sel est ordinairement en assez gros cristaux rhomboïdaux très-réguliers ; le nom de nitre rhomboïdal lui convenoit donc mieux que celui de nitre cubique.

Sa saveur est fraîche & un peu plus amère que celle du nitre de potasse.

Le feu le décompose comme ce dernier ; mais il décrépite & se fond moins facilement que lui. Au reste, il donne de l'air vital mêlé de gaz azotique & s'alkalise comme le nitre de potasse.

Il est un peu plus altérable à l'air que ce dernier, & il en attire légèrement l'humidité.

Il se dissout assez bien dans l'eau froide & même plus abondamment que le premier, puisque deux parties d'eau à la température ordinaire de 10 degrés, en dissolvent une partie ; l'eau bouillante n'en dissout presque pas davantage ; aussi pour l'avoir cristallisé régulièrement, on est obligé d'évaporer lentement sa dissolution. En exposant une lessive bien claire de ce sel dans un endroit sec, on y trouve au bout de quelques mois des cristaux rhomboïdaux de six à huit lignes, & quelquefois de près d'un pouce d'étendue. Ce procédé est en général celui qui réussit le mieux pour faire cristalliser les sels qui ne sont pas plus solubles dans l'eau chaude que dans l'eau froide.

Le nitre de soude détonne sur les charbons ardents, & fait brûler tous les corps combustibles avec lesquels on le chauffe, un peu moins rapidement que le nitre de potasse.

La terre silicee en dégage l'acide nitrique & forme du verre avec sa base ; l'argile en sépare aussi l'acide, & le résidu de cette décomposition

est une espèce de fritte un peu boursofflée, & opaque lorsqu'on a donné un bon coup de feu.

La baryte le décompose & met à nud la soude. La magnésie & la chaux ne l'altèrent pas sensiblement.

La potasse a plus d'affinité que la soude avec l'acide nitrique avec lequel elle forme du nitre de potasse; on peut se convaincre de cette décomposition par une expérience très-facile. Si l'on partage une dissolution bouillante & saturée de nitre de soude en deux portions, & si l'on jette dans une d'elles de la potasse caustique, celle-ci déposera pendant son refroidissement des cristaux prismatiques de nitre de potasse; tandis que la portion dans laquelle on n'aura point mis de potasse ne cristallisera point, parce que les cristaux de nitre de soude ne se forment que par l'évaporation lente.

L'acide sulfurique concentré versé sur le nitrate de soude, en dégage l'acide nitreux avec effervescence. On peut distiller ce mélange, & obtenir de l'acide nitreux, comme avec le nitre de potasse. Les autres acides minéraux n'ont pas plus d'action sur ce sel que sur le précédent.

Les sels neutres déjà examinés, les sulfates de potasse & de soude, & le nitrate de potasse n'altèrent en aucune manière le nitrate de soude;

si ces sels sont dissous dans la même eau, ils cristallisent séparément, & chacun dans leur ordre ordinaire; le nitre de potasse & le sulfate de soude par refroidissement, le sulfate de potasse & le nitre de soude par l'évaporation. Toutes ces propriétés démontrent que le nitrate de soude ne diffère du nitrate de potasse que par sa forme, sa saveur, sa légère déliquescence, sa solubilité plus grande, sa propriété de cristalliser par l'évaporation, & sur-tout sa décomposition par la potasse.

On n'a point encore trouvé le nitrate de soude dans la nature; il est toujours un produit de l'art qui le forme de cinq manières différentes; 1°. en unissant directement l'acide nitrique avec la soude; 2°. en décomposant par ce même alkali les nitrates terreux, le nitrate ammoniacal, & les nitrates métalliques; 3°. en décomposant le muriate de soude par l'intermède de l'acide nitrique; 4°. en décomposant le sulfate de soude par l'esprit de nitre fumant; 5°. enfin, en décomposant les dissolutions métalliques nitreuses qui en sont susceptibles par le muriate de soude: dans ce dernier cas, à mesure que l'acide muriatique s'unit au métal qu'il sépare de l'acide nitrique, ce dernier se combine avec la soude qui quitte son premier acide. Toutes ces décompositions seront détaillées en par-

ticulier à l'article de chacun des sels qui en sont susceptibles.

Le nitrate de soude pourroit servir aux mêmes usages que le nitre de potasse ; mais comme il ne produit pas tous les effets de ce dernier sel , sans doute à cause de la plus grande affinité qu'il a avec l'eau , on ne l'emploie pas dans les arts ; d'ailleurs comme on ne le trouve point dans la nature , & comme il n'est qu'un produit de l'art , on n'a pas essayé d'en faire un usage particulier ; on n'a même pas encore fait sur ce sel toutes les recherches nécessaires pour en bien connoître les propriétés.

Sorte V. MURIATE DE POTASSE.

Le muriate de potasse appelé autrefois *sel fébrifuge de Sylvius*, est formé par l'union saturée de l'acide muriatique avec la potasse. Il a été mal-à-propos nommé *sel marin régénéré*, puisqu'il diffère de ce sel par la nature de sa base. Ses cristaux sont des cubes , mais qui ont presque toujours un aspect confus & une forme peu régulière. Sa saveur est salée , piquante , amère & désagréable : lorsqu'on l'expose au feu , il décrépite , c'est-à-dire , que ses cristaux se brisent & s'éclatent en petits morceaux , ce qui vient de la raréfaction subite de l'eau qui entre dans leur composition : si on le laisse sur le

feu après qu'il a décrépit, & que la chaleur soit assez forte, il se fond & se volatilise, mais sans se décomposer; il peut servir de fondant aux terres & aux substances métalliques. Sa principale utilité dans ce cas, c'est qu'en recouvrant les matières, il fixe l'action des autres fondans, les empêche de se volatiliser, & prévient les altérations que l'accès de l'air pourroit produire.

Le muriate de potasse est peu altérable à l'air, il n'en attire que très-légèrement l'humidité.

Il lui faut environ trois parties d'eau froide pour être tenu en dissolution; l'eau chaude n'en dissout pas davantage; c'est pour cela qu'on est forcé d'avoir recours à l'évaporation lente pour l'obtenir cristallisé. C'est un des sels qu'il est le plus difficile d'avoir en cristaux réguliers d'un certain volume.

L'argile paroît le décomposer en partie, puisqu'en distillant du muriate de potasse avec les glaïses des environs de Paris, on obtient de l'acide muriatique; à la vérité, cette opération n'en fournit qu'une petite quantité, & son résultat est bien éloigné de celui que donne le nitrate de potasse. Il paroît aussi que le sable à la même action que l'argile sur le muriate de potasse.

La baryte s'empare de son acide & en sépare

la potasse suivant Bergman. La magnésie & la chaux ne l'altèrent en aucune manière.

Les acides sulfurique & nitrique en dégagent l'acide muriatique avec effervescence (1) : ce phénomène est d'autant plus marqué, que le muriate de potasse est plus sec. Celui que l'on a fait décrépiter & qui a perdu son eau de cristallisation, produit une effervescence très-considérable avec l'acide sulfurique concentré, & le mélange s'échauffe beaucoup. En faisant ces

(1) Nous avons déjà fait observer, en parlant de la décomposition du nitre de potasse par l'acide sulfurique concentré, que l'acide nitreux se dégageoit avec une vive effervescence. Nous retrouvons ici le même phénomène pour l'acide muriatique : il est même beaucoup plus marqué dans ce dernier sel, parce que son acide a une très-grande tendance pour se mettre dans l'état de gaz. Telle est la cause générale des effervescences dont la nature & les différences n'ont été bien connues que depuis très-peu de temps. On croyoit autrefois que c'étoit au dégagement de l'air qu'elles étoient dues ; on est convaincu aujourd'hui que ce n'est pas l'air, mais tous les corps qui peuvent affecter l'aggrégation aëriforme qui les produisent ; ainsi, nous avons fait voir que l'ébullition de l'eau pouvoit être regardée comme une sorte d'effervescence. Comme cette vérité a besoin d'être souvent répétée jusqu'à ce qu'elle soit bien connue & bien entendue de tout le monde, nous reviendrons plusieurs fois sur cet objet, en traitant des différens sels neutres, susceptibles d'être décomposés par les acides.

décompositions dans des cornues, on obtient de l'acide muriatique dans le récipient, & la cornue contient du sulfate de potasse lorsqu'on opère avec l'acide sulfurique : le récipient contient, au contraire, de l'eau régale, & le résidu donne du nitre de potasse, si l'on emploie l'acide nitrique. L'acide boracique décompose aussi le muriate de potasse par le moyen de la distillation, & en dégage l'acide muriatique. Comme toutes ces opérations se pratiquent avec le muriate de soude ou sel marin, nous les décrirons plus en détail à l'article de ce dernier. Les acides carbonique & fluorique n'ont aucune action sur le muriate de potasse.

Les sulfates & les nitrates de potasse & de soude n'en ont pas davantage sur ce sel ; lorsqu'ils sont dissous dans la même eau, chacun d'eux cristallise séparément & à sa manière.

Le muriate de potasse se rencontre fréquemment dans la nature, mais toujours en assez petite quantité. On le trouve dans les eaux de la mer & des fontaines salées ; il existe, quoique rarement, dans les lieux où l'on rencontre le nitre de potasse ; on le trouve encore dans les cendres des végétaux, & dans quelques humeurs animales. L'art peut aussi le produire, 1°. en combinant directement l'acide muriatique avec la potasse ; 2°. en décomposant les muriates

terreux, ammoniacaux ou métalliques par le même alkali; 3°. en décomposant le sulfate ou le nitrate de potasse, par le moyen de l'acide muriatique, comme l'a indiqué M. Cornette.

On employoit autrefois ce sel neutre comme un excellent fébrifuge; mais il ne possède cette propriété que Sylvius lui a attribuée, qu'en sa qualité de sel amer. On lui préfère aujourd'hui les sulfates de potasse & de soude.

Le muriate de potasse n'est pas d'usage dans les arts; son goût désagréable empêche qu'on ne s'en serve pour assaisonnement comme on le fait du muriate de soude; il a d'ailleurs toutes les propriétés chimiques de ce dernier sel, dont il ne diffère que par sa saveur amère, sa dissolubilité moins grande, son inaltérabilité à l'air & sa cristallisation moins régulière; c'est pourquoi nous n'insisterons pas davantage sur son histoire.

Sorte VI. MURIATE DE SOUDE.

Le muriate de soude plus connu sous les noms de *sel marin* ou *sel de cuisine*, *sal culinare*, est un sel neutre parfait, formé par la combinaison saturée de l'acide muriatique & de la soude. On doit s'appercevoir que dans la nomenclature adoptée jusqu'ici, la définition de la nature de ces sels neutres est presque inutile, puisqu'elle est exprimée par la dénomination.

Ce

Ce sel est répandu en quantité considérable dans la nature ; c'est le plus abondant de tous. On le trouve en masses immenses dans l'intérieur de la terre, en Espagne, en Calabre, en Hongrie, en Moscovie & sur-tout à Wieliczka, en Pologne, près les monts Crapacks. Les mines de ce dernier endroit sont d'une grandeur très-considérable, & le muriate de soude y est en quantité prodigieuse. Ce sel, contenu dans la terre, est ordinairement irrégulier, rarement cristallisé : il est plus ou moins blanc ; on en trouve de coloré ; dans cet état on l'appelle *sel gemme*, parce qu'il a souvent la transparence des cristaux connus sous ce nom. Les eaux de la mer en sont chargées, ainsi que celles de certains lacs & de quelques fontaines. C'est de ces eaux qu'on le retire par quatre procédés généraux.

Le premier est l'évaporation spontanée par la chaleur du soleil ; ce moyen est mis en usage dans nos provinces méridionales, en Languedoc, à Peyrac, Pécals, &c. On creuse sur le bord de la mer des espèces de fosses qu'on enduit d'argile bien battue ; on y pratique des petits murs qui les partagent en plusieurs compartimens & qui communiquent les uns avec les autres. La marée montante dépose de l'eau dans ces marais salans, & elle est retenue par les espèces de cloisons que forment les murs ; on

n'y en laisse qu'une couche assez mince que la chaleur du soleil évapore très-bien. Quand il s'y est formé une pellicule saline, on la casse & elle se précipite; on la brise ainsi jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'eau. Alors on ramasse le sel avec des râdeaux & on le met en tas pour le faire sécher. Ce sel est mêlé avec tous ceux qui sont dissous dans les eaux de la mer, tels que les sulfates de soude & de magnésie, les muriates de magnésie & de chaux. Il est aussi sali par une portion de la glaise qui forme le fond des marais salans; enfin on y trouve du fer & du mercure en très-petits globules; ce dernier s'y démontre facilement en laissant séjourner une masse d'or dans le sel; elle y est blanchie très-manifestement. Ce sel fort impur est connu sous le nom de *sel de gabelle*.

Dans les provinces septentrionales de la France, en Normandie & en Bretagne; on se sert de l'évaporation artificielle à l'aide du feu. Dans l'Avranchin on prend les sables mouvans sur lesquels l'eau de la mer a déposé des cristaux salins, on les lave avec la moins grande quantité possible d'eau de mer, afin que le sel n'en ait que ce qu'il lui en faut pour être dissous; on porte cette eau salée dans des chaudières de plomb dans lesquelles on l'évapore jusqu'à siccité. Ce sel est très-blanc & plus pur.

que celui des marais salans. Guettard a décrit avec soin ce travail dans les Mémoires de l'Académie pour l'année 1758.

La Lorraine & la Franche-Comté ont beaucoup de fontaines salées. L'eau de ces fontaines est chargée de différentes quantités de muriate de soude. A Montmorot ; dans la dernière de ces provinces, pour obtenir ce sel on réunit l'évaporation spontanée à l'évaporation par le feu. Pour cet effet, l'eau des puits est portée, par des pompes à chapelet, dans un grand bassin. Ce dernier est placé au haut d'un hangard nommé bâtiment de graduation. Sous cet hangard sont suspendues, par étages, des planches sur lesquelles sont placés de petits fagots d'épines. L'eau tombe sur ces fagots par des robinets ; elle se divise en pluie fine ; & comme elle présente beaucoup de surface à l'air qui circule avec rapidité sous ces hangards, il s'en évapore presque les deux tiers ; elle dépose du sulfate de chaux ou de la sélénite sur les fagots ; & lorsqu'elle est assez chargée de sel pour donner treize à quatorze degrés au pèse-liqueur, elle est portée dans de grandes chaudières de fer, soutenues par des crochets de même métal, qui partent de leur fond & reposent sur des pièces de bois portées par les bords de ces vaisseaux. Ces chaudières, appelées poëles, sont très-larges & peu pro-

fondes. Elles contiennent cent muids d'eau salée. On les chauffe brusquement ; lorsque l'eau bout à gros bouillons, elle se trouble d'abord, & dépose à sa surface une terre ochreuse en forme d'écume. Il s'en sépare ensuite un sel peu soluble qui n'est que du sulfate de chaux, les ouvriers le nomment *schlot* ; le *schlot* est mêlé d'un peu de muriate de soude, de sulfate de soude & de muriates terreux ; il est reçu dans de petites auges de tôle, placées sur les bords des chaudières, dans lesquelles il est porté par les flots de la liqueur qui bout ; on enlève les auges lots de temps en temps, & on les remet jusqu'à ce qu'il se forme à la surface de la liqueur une grande quantité de petits cristaux cubiques que les ouvriers appellent *pieds de mouches*. A cette époque on retire les angelots pour la dernière fois. On diminue le feu & on enlève le muriate de soude avec des écumoirs, à mesure qu'il s'en est cristallisé une assez grande quantité ; on continue de l'enlever ainsi, & d'évaporer jusqu'à ce que l'eau ne donne plus de cristaux cubiques. Le sel que l'on obtient est en cristaux plus ou moins gros, suivant la rapidité ou la lenteur de l'évaporation ; l'eau qui n'en fournit plus est appelée *muire* ou *eau mère*, elle contient des muriates terreux (1).

(1) On prépare à Montmorot un sel neutre, connu sous

Wallérius rapporte un quatrième procédé pour retirer le sel des eaux de la mer, mis en usage dans les pays du Nord. On expose cette eau dans des fosses sur le bord de la mer; comme elle n'y forme qu'une petite couche, le froid la pénètre, & elle se gèle; mais la portion d'eau surabondante à la dissolution saline, étant la seule susceptible de se geler, celle qui reste fluide retient tout le sel qui étoit contenu dans la quantité primitive, & elle se trouve concentrée au point de laisser cristalliser le muriate de soude à la moindre chaleur; on la porte dans des chaudières de plomb, dans lesquelles on l'évapore.

Les cristaux de muriate de soude sont des cubes très-réguliers & d'autant plus gros, que l'évaporation a été plus lente; ils se groupent ensemble par leurs bords, de manière à former des espèces d'escaliers ou de trémies creuses. Rouelle l'aîné a observé & décrit ce phénomène avec beaucoup de soin dans ses Mémoires sur la cristallisation. Bergman en a donné une étiologie fort ingénieuse.

le nom de *sel d'Epsom de Lorraine*; mais ce n'est que du sulfate de soude ou sel de Glauber dont on a troublé la cristallisation. On le distingue du vrai sulfate de magnésie ou sel d'Epsom, en ce qu'il s'effleurit à l'air, tandis que le premier, tel qu'il vient d'Angleterre, est déliquescent.

La saveur de ce sel, qui est salée & agréable, est connue de tout le monde.

Lorsqu'on l'expose à l'action d'un feu brusque, il pétille & saute en éclats. On appelle ce phénomène *décrépitation* ; il est dû, ainsi que nous l'avons déjà fait observer pour le sulfate de potasse & le muriate de potasse, à ce que l'eau qui entre dans les cristaux se raréfiant subitement, brise & écarte avec effort toutes les petites lames dont ils sont composés. Lorsque toute l'eau est ainsi évaporée, la décrépitation cesse, & le sel est en poussière. Si on continue à le chauffer fortement, il se fond après avoir rougi : en le coulant sur une plaque de marbre, il se fige en une espèce de cristal minéral. Mais il n'est altéré en aucune manière, car on peut lui rendre sa première forme en le dissolvant dans l'eau. Le feu ne le décompose donc pas : en le tenant fondu quelque tems, il finit par se volatiliser sans altération, mais il faut pour cela un feu de la dernière violence.

Le muriate de soude n'éprouve pas d'altération sensible à l'air, lorsqu'il est bien pur ; il se dessèche plutôt qu'il ne s'humecte, & il n'en attire l'humidité que lorsqu'il contient des muriates à bases terreuses, comme celui de gabelle.

Il est très-dissoluble dans l'eau ; il ne lui faut

que trois parties de ce fluide pour être tenu en dissolution. Trois onces & demie d'eau dissolvent très complètement une once de ce sel : il n'est pas plus dissoluble dans l'eau bouillante que dans l'eau froide. La dissolution se fait seulement un peu plus vite par la chaleur. On obtient les cristaux de ce sel par une évaporation très-lente. Il se forme d'abord sur la liqueur des pieds de mouches qui se joignent, & donnent naissance à une pellicule plus ou moins épaisse ; quelquefois, au lieu de cubes, on observe des espèces de pyramides quarrées & creuses, semblables à des trémies. Rouellé l'ainé, qui a observé avec grand soin tous les phénomènes de cette cristallisation, a vu que ces trémies prenoient naissance de la manière suivante. Lorsqu'il y a un cube formé, ce petit solide s'enfonce un peu dans l'eau ; il en naît ensuite un second qui est attiré par le premier, & qui s'attache à lui par un de ses côtés ; le même phénomène a lieu pour les trois autres côtés du cube. Il est aisé de concevoir que cet accroissement successif produira des pyramides creuses, dont la pointe sera en bas & la base en haut. Lorsqu'elles sont trop grosses, elles se précipitent au fond de la liqueur. L'eau dans laquelle on a dissous ce sel, & qu'on a fait évaporer jusqu'à ce qu'elle n'en fournisse plus, ne contient

plus aucune matière saline, si le sel employé étoit bien pur : celle de la mer & des salines contient toujours quelques sels à base terreuse. On peut en précipiter la terre à l'aide de la soude, comme nous le dirons à l'article des sels neutres terreux. Tel est le moyen qu'on emploie pour obtenir du muriate de soude très-pur.

Le muriate de soude paroît faciliter la fusion des verres ; il occupe toujours la partie supérieure des pots dans lesquels on fond cette matière, & constitue en grande partie le fiel de verre.

On s'en sert pour vitrifier la surface de certaines poteries, & pour leur donner ainsi une espèce de couverte aux dépens de leur portion extérieure, qui se fond à l'aide de la grande chaleur communiquée par le sel ; on y parvient aisément en jetant dans les fours où on la cuit, une certaine quantité de muriate de soude. Il se volatilise & se répand sur la surface des poteries, dont il occasionne la fusion par son extrême chaleur. C'est ainsi qu'on enduit la poterie d'Angleterre.

La terre silicée ne l'altère en aucune manière, quoiqu'il paroisse en favoriser la fusion.

L'argile pure a beaucoup moins d'action sur le muriate de soude que sur les nitres : elle ne donne en la distillant avec ce sel, qu'un acide soible

& phlegmatique en assez petite quantité. Les distillateurs d'eau-forte retirent, il est vrai, l'acide muriatique appelé *esprit de sel* de cette manière; mais ils emploient du sel de gabelle, qui contient beaucoup de muriates à base terreuse, & ils se servent d'une argile très-colorée & très-impure.

La baryte décompose le muriate de soude comme tous les autres sels alkalis, d'après les expériences de Bergman.

La chaux & la magnésie n'altèrent en aucune manière le muriate de soude. Peut-être ces deux substances salino-terreuses combinées avec l'acide carbonique peuvent-elles séparer les principes du muriate de soude par une attraction élective double.

La potasse caustique décompose le muriate de soude, parce qu'elle a plus d'affinité avec son acide, que n'en a la soude. Une dissolution de muriate de soude, mêlée avec de la potasse donne du muriate de potasse par l'évaporation, & l'eau mère contient la soude pure & isolée.

Les acides ont une action très-marquée sur le muriate de soude. Si l'on verse de l'acide sulfurique concentré sur ce sel, il se produit un mouvement très-considérable, une chaleur très-vive; on observe une effervescence violente(1),

(1) L'effervescence est aussi manifeste dans cette opé-

causée par l'acide muriatique qui se dégage sous la forme de gaz ; on reconnoît la nature de cet acide aériforme dégagé par la vapeur blanche qu'il forme avec l'eau de l'atmosphère , & par son odeur piquante analogue à celle du safran , lorsque cette vapeur est fort étendue. Si l'on fait cette opération avec l'appareil pneumatique au mercure , on obtient beaucoup de gaz acide muriatique. Glauber est le premier qui ait observé & décrit avec soin cette décomposition du sel marin par l'acide sulfurique , pour retirer l'acide de ce sel ; c'est pour cela qu'on a donné à cet acide le nom d'*esprit de sel marin à la manière de Glauber*. En examinant le résidu de cette opération , il a découvert son sel admirable , ou le sulfate de soude.

Presque tous les auteurs prescrivent , pour distiller l'acide muriatique , de mettre du muriate de soude décrépité dans une cornue de grès tubulée , de verser par la tubulure la moitié de son poids d'acide sulfurique concentré ; il se

ration , que dans l'union du même acide avec la chaux & les alkalis saturés d'acide carbonique. Elle a donc lieu toutes les fois qu'un corps , séparé d'une combinaison , se volatilise sous la forme de gaz ; elle peut donc être occasionnée par l'acide carbonique , l'acide muriatique , l'acide nitrique , l'acide sulfureux , l'acide fluorique , &c. Elle ne doit pas être attribuée au dégagement de l'air.

dégage sur-le-champ beaucoup de vapeurs acides, qui passent par le bec de la cornue, & vont se rassembler dans deux ballons enfilés; le dernier de ces vaisseaux est percé d'un petit trou, afin de laisser échapper les vapeurs & de prévenir la rupture de l'appareil. Il en est de cette opération comme de la distillation de l'acide nitreux; on perd une grande quantité de l'acide muriatique le plus pur, qui se dissipe sous la forme de gaz par le trou du ballon, & on est fort incommodé par les vapeurs très-corrosives de cet acide, qui remplissent le laboratoire où se fait la distillation. M. Baumé, pour éviter une partie de ces inconvéniens, ajoute de l'eau dans la cornue. Cette eau, volatilisée dans le ballon, absorbe une partie du gaz acide muriatique; mais comme elle est beaucoup moins volatile que lui, il se perd toujours une grande quantité de cet acide. M. Woulfe a corrigé tous ces défauts, & a trouvé le moyen de se procurer l'acide muriatique le plus fort & le plus concentré possible, en faisant l'inverse du procédé de M. Baumé. Au lieu de faire volatiliser l'eau pour aller après les vapeurs d'acide muriatique, il présente ce liquide à la rencontre du gaz, & il emploie pour cela l'appareil que nous avons décrit à l'article du nitre.

On met huit onces d'eau distillée dans les

bouteilles collatérales , pour un mélange de deux livres de muriaté de soude & d'une livre d'acide sulfurique concentré. Le gaz acide muriatique , conduit par des tubes dans l'eau des bouteilles , s'y dissout. Cette eau s'échauffe presque jusqu'à l'ébullition en se combinant avec le gaz , & elle en absorbe un poids égal au sien. Lorsqu'elle en est chargée à ce point , elle n'en dissout plus , & elle se refroidit ; mais le gaz passant dans les secondes bouteilles collatérales , s'y noie de nouveau dans l'eau qu'il échauffe & qu'il sature.

Ce procédé , très-ingénieux & bien d'accord avec les propriétés connues du gaz acide muriatique , a plusieurs avantages : 1°. il évite les inconvéniens de l'acide en vapeur répandu dans l'air ; 2°. il empêche qu'on n'en perde la plus grande quantité , comme cela arrivoit même dans le procédé de M. Baumé ; 3°. il procure l'acide muriatique le plus fort , le plus concentré , le plus fumant qu'il soit possible d'avoir ; 4°. cet acide est en même-tems très-pur , puisqu'il n'est formé que du gaz dissous dans l'eau. Aussi est-il très-blanc ; tandis que celui qu'on avoit autrefois dans les laboratoires , étoit toujours d'une couleur citrine ; ce qui a même induit les chimistes en erreur , puisqu'ils ont donné cette couleur comme un caractère de cet

acide. La portion d'acide liquide qui, dans ce procédé, se condense dans les allonges, est jaune & salie par les matières étrangères entraînées par l'eau contenue dans le mélange, ainsi que cela arrive dans l'ancien procédé; 5°. la méthode nouvelle avertit l'artiste du degré de feu nécessaire, & de la manière de conduire son opération, par le passage plus ou moins rapide de l'acide muriatique gazeux à travers l'eau des bouteilles; 6°. enfin, ce qu'il y a de plus précieux, elle fournit un moyen de connoître exactement la quantité d'acide contenu dans le sel neutre, puisqu'on n'en perd aucune portion.

L'acide nitrique décompose aussi le muriate de soude; mais comme il est volatil, il monte & s'unit à l'acide de ce sel; il résulte de cette union l'acide mixte connu sous le nom d'acide nitro-muriatique ou l'eau régale.

Baron a découvert que l'acide boracique dégage l'acide du muriate de soude à l'aide de la chaleur. Le résidu de cette distillation est du véritable borax de soude très-pur.

L'acide carbonique & l'acide fluorique n'ont point d'action marquée sur le muriate de soude.

Les sels neutres que nous avons fait connoître jusqu'ici, n'en ont pas davantage sur ce sel.

Lorsque les sulfates, les nitrates de potasse & de soude, & le muriate de potasse se trouvent dissous dans la même eau que le muriate de soude, chacune de ces matières salines cristallise à sa manière; le muriate de soude est un de ceux qui s'en sépare le premier pendant les progrès de l'évaporation, & il se mêle avec un peu de sulfate & de muriate de potasse; mais le sulfate de soude & le nitrate de potasse restent les derniers en dissolution, & ne se cristallisent que par le refroidissement. C'est pour cela qu'en Lorraine on prend l'eau mère des salines d'où on a retiré le sel de cuisine, on la met dans des tonneaux, & on l'agite avec des bâtons; pendant son refroidissement, le sulfate de soude se cristallise confusément, & en petites aiguilles qui ressemblent à celles du vrai sel d'Epsom, ou sulfate de magnésie.

Les usages du muriate de soude sont fort étendus. Il est employé, 1°. dans quelques poteries, pour faire entrer leur surface en fusion, & leur donner une espèce de couverte; 2°. dans la verrerie pour blanchir & purifier le verre; 3°. dans la docimastie ou dans l'essai des mines, pour servir de fondant aux matières qui forment les scories, pour faciliter la précipitation des métaux; & pour empêcher leur altération par l'air, en les défendant du contact de l'atmosphère.

On sent aujourd'hui le besoin de le faire servir à un usage encore plus important que ceux-là ; à l'extraction de la soude qui devient tous les jours de plus en plus rare , & dont l'usage est très-nécessaire pour les arts. Plusieurs personnes possèdent ce secret en Angleterre , & retirent en grand , la soude du sel de la mer.

Quelques chimistes ont pensé que la litharge est susceptible de décomposer le muriate de soude à froid & par la simple macération ; il paroïsoit que réunissant deux propriétés , la première de contenir de l'acide carbonique capable d'attirer la soude ; la seconde de former avec l'acide muriatique un sel insoluble ; & facile à se séparer de la lessive alkaline , elle devoit agir par une attraction élective double ; mais les essais que j'ai faits , sur cet objet , m'ont prouvé que ce procédé étoit insuffisant. Schéele a vu que le fer plongé dans une dissolution de muriate de soude , se couvre de soude saturée d'acide carbonique ; il a obtenu le même succès du sulfate & du nitrate de soude , traités de la même manière. Il a découvert que la chaux vive mêlée à une dissolution de muriate de soude , & que ce mélange laissé dans une cave humide , donnoit une efflorescence de soude , & qu'il se formoit du muriate calcaire. Cohausen avoit annoncé ce fait en 1717. M. de Morveau a prouvé

que ces décompositions s'opèrent à la faveur de l'acide carbonique ; puisqu'une dissolution de sulfate & de muriate de potasse, versée dans de l'eau de chaux précipitée par l'acide carbonique, devenoit claire & transparente, & puisqu'il n'y a pas de précipité en versant dans un mélange d'eau de chaux & d'une dissolution de ces sels, de l'eau chargée d'acide carbonique. Tous ces faits sont autant de données d'où il faut partir pour trouver l'art de retirer la soude du sel de la mer, & pour former des établissemens en grand sur cette utile extraction.

Le muriate de soude sert d'assaisonnement pour les alimens dont il corrige la fadeur ; il facilite la digestion, en produisant un commencement d'altération putride dans les substances alimentaires. Quoiqu'il soit bien prouvé par les expériences de MM. Pringle, Macbride, &c. qu'il retarde la putréfaction, & qu'il est un antiseptique puissant, comme la plupart des matières salines, lorsqu'on le mêle en grande dose avec les substances animales, il agit d'une manière bien différente quand on le mêle en petite quantité à ces mêmes substances, puisqu'il les fait passer plus vite à la putréfaction. Ce fait est prouvé par les expériences de l'auteur des essais pour servir à l'histoire de la putréfaction, & par celles de M. Gardane.

Ce sel n'est pas moins utile en médecine; on le met dans la bouche & on l'emploie en lavemens comme un stimulant très-utile dans l'apoplexie, la paralysie, &c. C'est un fondant assez actif dans beaucoup de cas, &c. Il est fort recommandé par Ruffel (*de Tabæ Glandulari*) pour les engorgemens lymphatiques qui dépendent du vice scrophuleux. J'en ai moi-même obtenu de très-bons effets dans plusieurs maladies de cette nature. Il purge lorsqu'on l'administre à la dose de plusieurs gros. Comme c'est le sel gris que l'on emploie ordinairement dans ces différentes circonstances, les effets qu'il produit sont dus en partie aux muriates calcaire & magnésien qu'il contient.

Sorte VII. BORAX DE SOUDE OU BORATE SURSATURÉ
DE SOUDE. (1)

Le borax de soude ou borax commun, est un sel neutre, formé par la combinaison de l'acide boracique avec la soude.

L'histoire de ce sel qui nous vient des Indes Orientales, est fort incertaine. On ne fait pas

(1) Nous avons jusqu'ici commencé par examiner les sels neutres, formés par chaque acide uni à la potasse. Quant à ceux dans lesquels entre l'acide boracique, nous sommes forcés de commencer par celui à base de soude, parce que c'est le seul bien connu.

encore positivement si c'est un produit de la nature ou de l'art. En effet, si la découverte de l'acide boracique en dissolution dans les eaux de plusieurs lacs de Toscane, dont nous avons fait mention dans l'histoire de cet acide, peut faire présumer que le borax de soude est un produit de la nature, plusieurs faits que nous rapporterons plus bas, semblent démontrer qu'il est possible de former ce sel de toutes pièces par certains procédés, & peut-être aura-t-on quelque jour des minières artificielles de borax, comme on a aujourd'hui des nitrières artificielles dans différentes parties de l'Europe.

Le borax de soude est sous trois états dans le commerce. Le premier est le borax brut, *tinckal* ou *chryfocolle*, qui nous vient de Perse; il est en masses verdâtres, grasses au toucher, ou en espèces de cristaux opaques d'un vert de porreau, qui sont des prismes à six faces, terminés par des pyramides irrégulières. On trouve même deux variétés de ces cristaux verdâtres différentes par la grosseur dans le commerce. Ce sel est très-impur & mêlé de beaucoup de matières étrangères à sa composition.

La seconde espèce de borax est connue sous le nom de borax de la Chine; celui-ci est un peu plus pur que le précédent; il est en petites plaques, ou en masses irrégulièrement cristalli-

fées, d'un blanc sale ; on y apperçoit des rudimens de prismes & de pyramides, mais confondus ensemble sans aucun arrangement symétrique : on observe sur ces cristaux une poussière blanche qui en enduit la surface, & que l'on croit de nature argileuse.

La troisième espèce est le borax de Hollande, ou borax raffiné. Il est en portions de cristaux transparens & assez purs ; on y reconnoît des pyramides à plusieurs faces, mais dont la cristallisation a été interrompue. Cette forme indique d'une manière certaine que la méthode employée par les hollandois pour raffiner ce sel, est la dissolution & la cristallisation.

Enfin on prépare à Paris dans le laboratoire de MM. Lesguillers droguistes rue des Lombards, un borax purifié qui ne le cède en rien à celui de Hollande, & qui peut-être a même un degré supérieur de pureté.

Outre ces quatre espèces de borax, un pharmacien de Paris, M. la Pierre, a cru découvrir qu'il s'en forme journellement dans des eaux de savon, mêlées à celles des cuisines, qu'un particulier laisse séjourner dans une espèce de fosse ; il en retire au bout d'un certain tems de vrai borax en beaux cristaux : mais ce fait annoncé il y a près de dix ans n'a point été confirmé depuis.

On n'est donc pas encore instruit sur la formation du borax de soude ; il paroît seulement qu'il s'en produit dans les eaux stagnantes qui contiennent des matières grasses. Quelques auteurs assurent qu'on le fait artificiellement à la Chine ; en mêlant dans une fosse de la graisse, de l'argile & du fumier, couches par couches ; en arrosant ce mélange avec de l'eau, & en le laissant ainsi séjourner pendant quelques années. Au bout de ce tems on lessive ces matières, on évapore la lessive, & on obtient le borax brut. D'autres ont cru qu'on le tiroit d'une eau qui se filtre à travers des mines de cuivre. M. Baumé dit positivement que le premier de ces procédés lui a fort bien réussi. (*Chim. experim. tom. II, page 132.*)

Le borax de soude purifié est en prismes à six faces, dont deux sont plus larges, avec des pyramides trièdres. Il présente d'ailleurs beaucoup de variétés dans sa cristallisation. Sa saveur est stiptique & urineuse ; il verdit le sirop de violettes, parce qu'il contient un excès de soude ; c'est pour le distinguer de celui qui est saturé d'acide boranque, ou du vrai *borate de soude*, que nous lui laissons le nom de borax ; nous le nommons aussi borate sursaturé de soude, pour désigner la nature de sa combinaison.

Lorsqu'on l'expose à l'action du feu, il fond

assez vite à l'aide de l'eau de sa cristallisation ; il perd peu-à-peu cette eau , & acquiert un volume considérable : il est alors sous la forme d'une masse légère , poreuse & très-friable que l'on désigne sous le nom de borax calciné ; le volume considérable , la forme lamelleuse & poreuse que prend le borax de soude dans sa calcination , viennent de ce que l'eau qui se dégage dans l'état de vapeur , soulève la portion de la substance saline à demi-desséchée en pellicules légères , & de ce que les bulles qu'elle forme , crevant à la surface du sel , ces pellicules se dessèchent entièrement , & se placent les unes sur les autres , de sorte à laisser des intervalles entr'elles. Le borax de soude calciné n'est nullement altéré dans sa composition ; il n'a perdu que son eau de cristallisation , qui fait à-peu-près six onces par livre. On peut lui rendre sa première forme en le dissolvant dans l'eau , & en le faisant cristalliser ; mais lorsqu'on continue de chauffer ce sel calciné , il se fond dès qu'il commence à rougir , & forme un verre très-fusible , transparent , un peu verdâtre , qui se ternit à l'air & qui se dissout dans l'eau. Le borax n'a point changé de nature par cette fusion ; on peut le faire reparoître avec toutes les propriétés qui lui sont particulières , par le moyen de la dissolution & de la cristallisation.

L'air n'altère point ce sel ; il s'y effleurit cependant à sa surface en perdant une portion de son eau de cristallisation. Il paroît même que cette efflorescence n'est pas toujours la même dans les différens borax de soude purifiés ; celui de la Chine s'effleurit beaucoup moins que celui de Hollande, & celui-ci plus que le borax purifié à Paris ; cette légère différence dépend sans doute des procédés qu'on a suivis dans sa purification, de la manière dont on le fait cristalliser, de la quantité d'eau que ses cristaux contiennent suivant la rapidité plus ou moins grande avec laquelle ils se sont formés, & peut-être aussi des différentes proportions d'acide boracique & de soude qui entrent dans sa composition.

Le borax de soude est très-dissoluble dans l'eau : il faut douze parties d'eau froide pour dissoudre une partie de ce sel ; six parties d'eau bouillante en dissolvent une. On obtient les cristaux par le refroidissement de sa dissolution ; mais les plus beaux & les plus réguliers se forment dans l'eau-mère, qu'on laisse s'évaporer très-lentement, & à la température ordinaire de l'atmosphère.

Le borax de soude sert de fondant à la terre filicée, & il forme avec elle un verre assez beau. On l'emploie dans la préparation des pierres précieuses artificielles.

Il vitrifie également l'argile, mais avec beaucoup plus de difficulté & beaucoup moins complètement; telle est la raison pour laquelle il adhère aux creusets dans lesquels on le fait fondre.

On ne connoît pas bien l'action de la baryte & de la magnésie pures sur le borax de soude. Bergman place cependant ces deux substances avant les alkalis dans la dixième colonne de sa table des affinités; ce qui annonce qu'elles sont susceptibles de décomposer ce sel; mais il dit dans sa dissertation que les affinités de la terre pesante & de la magnésie avec l'acide boracique, ne sont point encore exactement déterminées.

La chaux a réellement plus d'affinité avec cet acide, que n'en a la soude. L'eau de chaux précipite la dissolution de ce sel; mais pour en opérer tout-à-fait la décomposition, il faut faire bouillir de la chaux vive avec le borax de soude; alors le dépôt qui se forme est un composé salin peu soluble de la chaux avec l'acide boracique, tandis que la soude caustique reste en dissolution dans l'eau.

La potasse paroît décomposer le borax de soude, comme elle le fait à l'égard de tous les autres sels neutres à base de soude. L'ammoniaque ne l'altère en aucune manière.

Les acides ont une action très-marquée sur ce sel. Si dans une dissolution bouillante de borax de soude, on verse avec précaution de l'acide sulfurique concentré, jusqu'à ce qu'il y ait un léger excès d'acide dans la liqueur, on obtient par le refroidissement du mélange filtré, un précipité très-abondant, & disposé en petites écailles brillantes, c'est l'acide boracique; on le lave avec de l'eau distillée, & on le fait sécher à l'air pour l'avoir bien pur. En évaporant & laissant refroidir la dissolution ainsi préparée, on en obtient à plusieurs reprises de l'acide boracique. A la fin on ne retire plus que du sulfate de soude, formé par l'union de l'acide sulfurique qu'on a employé, avec la base alkaline du borax.

L'acide nitrique & l'acide muriatique décomposent de même le borax de soude, parce qu'ils ont comme l'acide sulfurique plus d'affinité avec la soude, que n'en a l'acide boracique. On retire des dernières évaporations de ces mélanges du nitrate ou du muriate de soude. La découverte de l'acide boracique paroît être due à Beccher, mais on a coutume de l'attribuer à Homberg qui a le premier décrit avec assez d'exaétitude dans les Mémoires de l'Académie pour 1702, un procédé pour l'obtenir. Ce chimiste découvrit ce sel sublimé dans la distilla-

tion d'un mélange de sulfate de fer calciné, de borax de soude & d'eau. Comme il crut que la première de ces matières contribuoit beaucoup à sa formation, il l'appela *sel volatil narcotique de vitriol*. Louis Lemery, fils aîné du fameux Nicolas Lemery, a beaucoup travaillé sur le borax de soude, & a découvert en 1728 qu'on pouvoit obtenir l'acide boracique appelé alors *sel sédatif* par l'acide sulfurique pur, & que les acides nitrique & muriatique en donnoient de même; mais il employoit toujours la sublimation. C'est à Geoffroy le cadet qu'on doit l'analyse complète du borax de soude; il a prouvé en 1732 qu'on obtenoit l'acide boracique par évaporation & par cristallisation, & en examinant le résidu de ces opérations, il a démontré que la soude étoit un des principes du borax.

Les travaux de Barón sur ce sel, présentés à l'Académie en 1745 & 1748, ont ajouté à ces découvertes deux faits importans pour la connoissance du borax de soude. Le premier, c'est que les acides végétaux le décomposent aussi-bien que les acides minéraux; le second, c'est qu'on peut refaire du vrai borax, en unissant l'acide boracique avec la soude; ce qui prouve que cet acide est tout formé dans ce sel, & que les acides que l'on emploie pour le précipiter, ne contribuent en rien à sa formation.

L'acide fluorique & l'acide carbonique même, quoiqu'un des plus foibles, paroissent être susceptibles de décomposer le borax de soude & d'en séparer l'acide boracique. Ce dernier s'unit facilement au borax de soude dont la base alcaline demande pour être entièrement saturée d'acide boracique, un peu plus de cet acide que le poids total du borax. Bergman pense même que ce sel n'est bien neutre & bien saturé, & que les propriétés alcalines qui y dominent ordinairement ne peuvent être masquées, que par cette addition d'acide boracique. On n'a point encore examiné en détail les propriétés de ce sel neutre ainsi saturé.

Les sels neutres alcalins sulfuriques, nitriques & muriatiques, n'ont aucune action sur le borax de soude.

Ce sel fondu avec des matières combustibles, comme le charbon, acquiert une couleur rougeâtre : mais on ne connoît pas l'altération qu'il éprouve de la part de ces matières.

Le borax de soude est d'une très-grande utilité dans plusieurs arts. On l'emploie dans la verrerie, comme un excellent fondant, ainsi que dans la docimastie. On s'en sert avec grand avantage dans les soudures, parce qu'il fait couler l'alliage destiné à souder ; de plus, il entretient les surfaces des métaux que l'on veut réunir,

dans un ramollissement très-propre à cette opération ; & en les recouvrant , il empêche que le contact de l'air ne les altère. On en faisoit autrefois un usage assez étendu en médecine , mais il est entièrement abandonné aujourd'hui.

Sorte VIII. BORATE DE POTASSE.

Nous donnons le nom de borate de potasse à la combinaison de l'acide boracique avec la potasse. On sait que ces deux substances salines sont très-susceptibles de s'unir , & qu'il résulte de cette union un sel neutre analogue au borax de soude. Tel est le résidu du nitre de potasse décomposé par l'acide boracique. M. Baumé dit que ce résidu est en masse blanche , demi-fondue , & que dissous dans l'eau , il lui a fourni un sel en petits cristaux. Le borate de potasse est donc fusible , dissoluble & cristallisable , les acides purs le décomposent ainsi que le borax de soude. On ne connoît rien de plus sur ce sel qu'il seroit nécessaire d'examiner comme on a fait le borax de soude. Baron a connu la possibilité de faire ce sel en combinant directement de l'acide boracique avec la potasse , il l'a même bien distingué du borax ordinaire ou à base de soude , mais il n'a rien dit sur les propriétés particulières de ce borax de potasse.

Sorte IX. FLUATE DE POTASSE.

On doit désigner par ce nom, suivant les règles de nomenclature adoptées jusqu'ici, la combinaison de l'acide fluorique avec la potasse. Cette espèce de sel neutre n'a encore été que très-légèrement examinée par MM. Schéele & Boulanger. Il est toujours sous forme gélatineuse, & ne cristallise jamais, d'après ces deux chimistes. Desséché & fondu, il est âcre, caustique & déliquescent, suivant Schéele. Ce chimiste le compare alors à la liqueur des cailloux. Il paroît que le feu en dégage l'acide fluorique, & que la terre silicée dont se charge toujours ce dernier pendant sa préparation, se fond en un verre soluble, à l'aide de la potasse.

Le fluaté de potasse est très-soluble dans l'eau; il retient toujours une si grande quantité de ce fluide, qu'on ne peut lui faire prendre une forme cristalline. Lorsqu'il est bien saturé, sa dissolution n'altère point le sirop de violettes.

On ne connoît pas bien l'action des terres silicée, argileuse & barytique sur ce sel, non plus que celle de la magnésie.

Suivant Schéele & Bergman, la chaux a plus d'affinité avec l'acide fluorique, que n'en a la potasse. Le fluaté de potasse, mis dans l'eau de chaux, y est sur-le-champ décomposé; la chaux s'unit avec l'acide fluorique, & forme un sel

insoluble qui trouble la liqueur, & qui est du fluaté de chaux. On connoitra des sels neutres formés par l'acide carbonique, & les alkalis fixes, qui sont également décomposés par la chaux. On a vu le borax de soude être précipité par l'eau de chaux ; l'acide fluorique n'est donc pas le seul acide qui ait plus d'affinité avec cette substance salino-terreuse, que n'en ont les alkalis fixes.

L'acide sulfurique concentré décompose le fluaté de potasse, & en dégage l'acide, qui, suivant M. Boullanger, se présente avec l'odeur & les vapeurs blanches propres à l'acide muriatique. En faisant cette expérience dans un appareil distillatoire, on recueillerait l'acide fluorique, comme on le fait à l'égard du nitre de potasse & du muriate de soude décomposés par l'acide sulfurique.

On n'a point examiné l'action des acides nitrique & muriatique, ainsi que celle des sels neutres que nous connoissons sur le fluaté de potasse.

Ce sel, d'ailleurs très-peu connu, n'est encore d'aucun usage.

Sorte X. FLUATÉ DE SOUDE.

Ce nom désigne assez le sel neutre formé par la combinaison saturée de l'acide fluorique

avec la soude. Ce sel est dans le même cas que le précédent ; il a été fort peu examiné. Il n'y a que MM. Schéele & Boullanger qui en aient dit quelque chose ; encore ne sont-ils point d'accord entr'eux , comme on va le voir.

Schéele assure que la soude unie à l'acide fluorique forme une gelée comme le sel précédent ; M. Boullanger avance , au contraire , que cette combinaison donne de très - petits cristaux durs , cassans , figurés en quartés oblongs , d'une saveur amère & un peu stiptique. Ce sel mis sur les charbons ardens décrépite comme le muriate de soude : il ne se dissout qu'avec peine dans l'eau.

L'eau de chaux le décompose comme le fluat de potasse.

L'acide sulfurique en dégage l'acide avec effervescence , vapeur blanche & odeur piquante , semblables à celles de l'acide muriatique.

On voit , d'après ce court exposé , que ce sel n'est pas plus connu que le précédent.

Sorte XI. CARBONATE DE POTASSE.

Les deux derniers sels neutres parfaits qui nous restent à examiner , sont les combinaisons de l'acide carbonique avec les alkalis fixes.

Ces substances n'ont jamais été rangées parmi les sels neutres ; cependant ils en sont de véritables , comme nous l'allons voir.

Nous donnons le nom de carbonate de potasse, au sel neutre qui résulte de la combinaison saturée de l'acide carbonique avec la potasse. Quelques chimistes modernes l'appellent *tartre méphitique*, *alkali végétal aéré*, &c. Cette substance saline, qu'on avoit toujours prise pour de l'alkali pur, n'est connue comme un sel neutre que depuis les travaux de M. Black. On lui donnoit autrefois le nom de *sel fixe de tartre*, parce qu'on le retire de l'incinération du tartre du vin. On le regardoit comme un alkali, parce qu'il a quelques-unes des propriétés de ces sels. En effet, il verdit le sirop de violettes ; mais le borax & plusieurs autres sels ont la même propriété ; d'ailleurs il ne détruit pas ou n'affoiblit pas la couleur des violettes comme la potasse. Il a une saveur alkaline qu'on retrouve aussi dans le borax. On le distinguoit seulement de l'alkali de la soude, par la propriété qu'on lui attribuoit d'attirer très-promptement l'humidité de l'air, & de ne pas pouvoir se cristalliser ; ainsi humidifié par l'air, on l'appeloit *huile de tartre par défaillance* (1). Mais ces deux propriétés ne

(1) Bohnius rapporte qu'ayant évaporé légèrement & à une douce chaleur, de l'huile de tartre, il a obtenu, sous une pellicule saline, de beaux cristaux, qui se sont conservés plus de six ans sans altération, quoiqu'exposés à différentes

dépendent que de ce que le sel fixe de tartre n'est pas un sel neutre parfait. Comme il contient encore une certaine quantité de potasse non saturée d'acide carbonique, c'est en raison de cet excès d'alkali qu'il est déliquescent. Aujourd'hui on est parvenu à avoir ce sel très-cristallisable, qui n'attire point du tout l'humidité de l'air, & qui s'effleurit plutôt. M. le duc de Chaulne, qui s'en beaucoup occupé de cet objet, prépare ce sel en exposant une dissolution de potasse caustique, ou chargée de peu d'acide carbonique, dans un lieu rempli de cet acide gazeux, comme dans le haut d'une cuve de bière en fermentation. L'alkali s'empare de tout l'acide carbonique qu'il peut absorber, & il cristallise très-régulièrement. Ses cristaux sont des prismes quadrangulaires, terminés par des pyramides à quatre faces très-courtes.

La saveur du carbonate de potasse est urineuse; mais beaucoup moins forte que celle de l'alkali végétal caustique, puisqu'on l'emploie en médecine à la dose de quelques grains comme

températures. (*Differt. Physico-Chim.* 1666). M. Montet, célèbre chimiste de Montpellier, qui sans doute n'avoit pas connoissance de la découverte de Bohnius, a trouvé de son côté un procédé pour faire cristalliser le sel fixe de tartre. *Acad. des Sc. an. 1764, page 576.*

fondant.

fondant. Ce sel neutre est très-altérable au feu ; il se fond aisément , & il s'alkalise assez vite. Si on le distille dans une cornue en adaptant à ce vaisseau un récipient & un appareil pneumatique au mercure , on en retire l'eau de cristallisation , & son acide dans l'état aériforme ; la potasse est en masse irrégulière après cette opération , & elle retient toujours une petite portion de son acide que le feu ne peut lui enlever qu'avec la plus grande difficulté. D'après l'analyse de Bergman , le carbonate de potasse saturé d'acide & bien cristallisé , qu'il nomme *alkali végétal aéré* , contient par quintal vingt parties d'acide , quarante-huit d'alkali pur , & trente-deux d'eau. Mais il faut observer que les carbonates paroissent être en général plus susceptibles que les autres de contenir des doses très-différentes & très-variées de leur acide. Malgré cette propriété , ce sel ne fournissant jamais de cristaux réguliers que lorsqu'il est parfaitement saturé , on peut regarder comme exact & assez constant le calcul donné par Bergman.

Le carbonate de potasse , lorsqu'il est bien cristallisé , n'éprouve aucune altération de la part de l'air ; ses cristaux restent transparens , sans se fondre ni s'effleurir. Comme il est très-important & très-nécessaire pour beaucoup d'expériences , d'avoir ce sel assez pur pour jouir de cette pro-

priété, & pour résister ainsi à l'épreuve de l'air humide ou sec, on en préparera facilement en exposant une lessive de potasse ordinaire bien pure, bien blanchie & bien séparée du sulfate de potasse que ce sel contient ordinairement, au-dessus d'une cuve à bière dans un vaisseau plat, & mieux encore en l'agitant avec des mouffoirs, ou en la versant continuellement d'un vase dans un autre; on la laissera ainsi en contact avec l'acide carbonique, produit en grand pendant la fermentation, jusqu'à ce que la lessive ait déposé de beaux cristaux de carbonate de potasse.

Ce sel se dissout très-bien dans quatre parties d'eau froide, & il exige un peu moins d'eau chaude pour être tenu en dissolution; il produit du froid en s'unissant à ce fluide. Cette propriété qui distingue les sels neutres des sels simples, caractérise assez la différence du carbonate de potasse, d'avec la potasse pure ou caustique. Il cristallise par l'évaporation jointe au refroidissement; si sa dissolution est trop rapprochée, il se prend en masse irrégulière, ce qui arrive très-souvent dans les laboratoires.

Il peut servir de fondant aux terres vitrifiables, comme la potasse, parce qu'il s'alkalise par l'action du feu, en perdant l'acide carbonique; d'ailleurs lorsqu'on chauffe fortement ce

sel mêlé avec du sable dans des creusets, on observe que dans le moment de la vitrification il se produit une vive effervescence occasionnée par le dégagement de l'acide aériforme. Ce phénomène prouve que la terre silicée ne peut point se combiner avec l'alkali saturé de cet acide, & que celui-ci s'en dégage dans l'instant de la combinaison vitreuse. Ce caractère d'effervescence est si constant qu'il a été proposé par Bergman, pour reconnoître en petit & par l'action du chalumeau une terre silicée, qui se fond avec le carbonate de potasse, en produisant un bouillonnement ou une effervescence très-remarquable, tandis que les autres terres ne présentent point le même phénomène.

L'argile n'a point d'action sur le carbonate de potasse qui réduit cette terre par la fusion en une fritte vitreuse, un peu moins facilement à la vérité que la potasse caustique; la baryte enlève l'acide carbonique à ce sel.

La chaux le décompose aussi, parce qu'elle a plus d'affinité avec cet acide, que n'en a la potasse. Si l'on verse de l'eau de chaux dans une dissolution de carbonate de potasse, il se précipite un sel presque insoluble, formé par l'union de la chaux à l'acide carbonique, & l'alkali pur ou caustique reste en dissolution dans l'eau. On emploie en pharmacie cette décom-

position pour préparer la pierre à cautère, qui n'est que l'alkali fixe végétal rendu caustique par la chaux. Les connoissances modernes ont appris que le procédé de Lemery, suivi par plusieurs pharmacopées, est très-défectueux. Il consistoit à mêler deux livres de cendres gravelées (1) avec une livre de chaux vive, à arroser ce mélange avec seize livres d'eau, à le filtrer, à évaporer la lessive dans un vaisseau de cuivre, & à fondre dans un creuset & couler sur une plaque le résidu de cette évaporation. Dans cette opération on n'obtient qu'un alkali sale, peu caustique, chargé de cuivre.

Bucquet qui a senti tous ces inconvéniens, a donné un procédé plus long & plus dispendieux à la vérité, mais beaucoup plus sûr & plus utile, sur-tout pour préparer de la potasse bien pure, si nécessaire dans les expériences de chimie. On prend deux livres de chaux bien vive, on l'arrose d'un peu d'eau pour la faire briser, on ajoute une livre de sel fixe de tartre, & on verse assez d'eau pour former une pâte; lorsque le mélange est refroidi, on ajoute de l'eau

(1) Les cendres gravelées sont celles que fournit la combustion du marc & de la lie de vin. Ces cendres contiennent beaucoup d'alkali végétal ou de carbonate de potasse & du sulfate de potasse.

jusqu'à la quantité de seize pintes, on jette le tout sur un papier soutenu par un linge ; il passe douze livres environ d'une liqueur claire ; on lave encore le résidu avec quatre pintes d'eau bouillante pour emporter tout l'alkali. Cette liqueur ne fait aucune effervescence avec les acides ; mais la meilleure pierre de touche de sa parfaite causticité, c'est quand elle ne trouble point l'eau de chaux, parce que la petite quantité d'acide carbonique qu'elle contient, suffit pour y occasionner des nuages sensibles. Or comme après cette première opération elle précipite encore un peu cette liqueur, si l'on desire avoir un alkali très-pur pour des expériences délicates, il faut traiter cette lessive avec deux nouvelles livres de chaux vive ; alors elle passe très-claire & si caustique qu'elle n'altère pas la transparence de l'eau de chaux. Lorsqu'on évapore l'alkali à feu ouvert, ce sel se charge de l'acide carbonique contenu dans l'atmosphère. On doit donc pour l'obtenir bien caustique & sous forme sèche, évaporer la liqueur dans une cornue jusqu'à siccité. Cette opération très-longue n'est pas nécessaire pour la pierre à cautère, puisqu'il suffit pour ce médicament qu'il y ait une portion d'alkali caustique qui puisse ronger le tissu de la peau ; mais comme il est très-nécessaire pour les expériences exactes d'avoir de la potasse

sèche & solide dans le plus grand état de pureté, je dois faire observer que l'évaporation de la lessive alcaline caustique doit être faite dans des vaisseaux fermés, & que comme cette évaporation présente de grandes difficultés relativement à la densité que prend sur la fin la liqueur, il faut conduire le feu avec beaucoup de précaution. L'alkali fixe que l'on obtient par ce procédé doit être très-blanc, ne faire nulle effervescence avec les acides & ne point troubler du tout l'eau de chaux.

La magnésie n'agit point sur le carbonate de potasse, parce que l'alkali fixe végétal a plus d'affinité avec l'acide carbonique, que n'en a cette substance salino-terreuse.

Les acides sulfurique, nitrique, muriatique & fluorique, décomposent le carbonate de potasse, en s'unissant à l'alkali fixe, & en séparant l'acide carbonique qui se dégage avec effervescence. On peut recueillir cet acide au-dessus de l'eau ou du mercure; on le reconnoît aux quatre caractères suivans; il est plus pesant que l'air atmosphérique, il éteint les bougies, il rougit la teinture de tournesol, & il précipite l'eau de chaux.

L'acide boracique paroît ne point séparer à froid l'acide du carbonate de potasse; mais il l'en dégage très-facilement à chaud.

Les sels neutres que nous avons examinés jusqu'à présent, ne sont point altérés par le carbonate de potasse, & ne l'altèrent point lui-même.

Ce sel est très-abondant dans la nature. Il se trouve tout formé dans les végétaux, & on le retire par l'incinération de ces corps organiques, comme nous le dirons dans le règne végétal; c'est sur-tout du tartre brûlé qu'on l'obtient. On le prépare encore par la détonation du nitre de potasse.

Les usages du carbonate de potasse sont assez étendus dans les arts. On l'emploie en médecine, comme un fondant très-actif, dans les embarras du méfentère & des voies urinaires. On ne l'administre qu'à une très-petite dose, & on a soin de le donner avec quelque substance qui en modère l'action.

Sorte XII. CARBONATE DE SOUDE.

Il en est de ce sel neutre comme du précédent. On le regardoit autrefois comme un alkali; c'est cependant une combinaison de l'acide carbonique avec l'alkali minéral : il paroît que c'est ce sel que les anciens avoient appelé *natrum*. On le nomme communément *sel de soude*, parce qu'on le retire assez pur & assez bien cristallisé, en évaporant une lessive de soude

du commerce. Aussi distinguoit-on l'alkali marin de l'alkali fixe végétal par la propriété de cristalliser & de s'effleurir, ce qui dépend de ce qu'il est tout-à-fait saturé d'acide carbonique dans la soude ordinaire.

Le carbonate de soude a une saveur alkaline ; il verdit le sirop de violettes, mais sans en altérer la couleur comme le fait la soude caustique. Sa saveur est urineuse, mais non brûlante & beaucoup moins forte que celle de l'alkali marin pur.

Ce sel est naturellement plus pur que le carbonate de potasse, puisqu'il y a long-tems qu'on lui connoît la propriété de cristalliser ; propriété qui prise en général distingue les sels neutres d'avec les sels simples. Il la doit à ce qu'il contient presque toujours la quantité d'acide carbonique nécessaire à sa saturation & à sa cristallisation.

Ce sel neutre cristallise rapidement, présente des lames rhomboïdales appliquées obliquement les unes sur les autres, de sorte qu'elles paroissent se recouvrir à la manière des tuiles. Si on le fait cristalliser lentement, il prend la forme d'octaèdres rhomboïdaux dont les pyramides sont tronquées très-près de leur base, ou de solides décaèdres qui ont deux angles aigus & deux obtus.

Ce sel fond en général plus facilement que le carbonate de potasse ; c'est pour cela qu'on l'emploie dans les verreries préférablement à ce dernier. Il perd la plus grande partie de son acide par l'action de la chaleur, mais il en retient toujours un peu. Bergman a trouvé par une analyse exacte, que cent parties de carbonate de soude, qu'il nomme *alkali minéral aéré*, contiennent seize parties d'acide, vingt parties d'alkali pur & soixante-quatre parties d'eau, de sorte que la soude demande plus d'acide carbonique pour être saturée que la potasse, & qu'elle retient dans ses cristaux une fois plus d'eau que celle-ci. C'est à cette grande quantité d'eau que le carbonate de soude doit sa cristallisation plus facile, plus régulière, & son efflorescence.

Le carbonate de soude est plus dissoluble que celui de potasse. Il se dissout dans deux parties d'eau froide, & dans une quantité d'eau bouillante égale à la sienne. Il cristallise par le refroidissement, mais l'évaporation lente fournit des cristaux beaucoup plus réguliers.

Ce sel exposé à l'air, tombe très-facilement en poussière, en perdant son eau de cristallisation que l'air lui enlève ; mais il n'est point altéré par cette efflorescence ; on peut lui rendre sa première forme en le dissolvant dans l'eau & en le faisant cristalliser.

Il facilite beaucoup la fusion des terres vitrifiables, & fait un verre moins altérable que celui dans lequel entre le carbonate de potasse; aussi le préfère-t-on dans les verreries. On a observé que le sable, en s'unissant à ce sel, en dégage l'acide carbonique qui s'échappe avec une effervescence bien marquée, comme nous l'avons vu pour le carbonate de potasse. Il n'a pas plus d'action sur l'argile que ce dernier sel.

La baryte, ainsi que la chaux & sa dissolution, décomposent le carbonate de soude, comme elles le font sur celui de potasse, & elles en dégagent l'alkali minéral pur & caustique. Quand on verse une dissolution de ce sel dans l'eau de chaux, il y produit un précipité, ce qui n'a point lieu avec la soude caustique. Si l'on veut obtenir ce dernier sel dans cet état pour des expériences délicates de chimie, il faut avoir recours au procédé que nous avons décrit pour la préparation de la pierre à cautère, que l'on fait ordinairement avec la potasse.

Le carbonate de soude est décomposé comme celui de potasse, par les acides sulfurique, nitrique, muriatique, &c. On peut en obtenir l'acide carbonique en le recevant sous une cloche pleine d'eau ou de mercure.

Ce sel existe tout formé à la surface de la terre,

en Egypte, &c. On le retrouve encore dans les cendres des plantes marines; mais il n'est pas saturé de tout l'acide auquel il peut être uni. Pour le rendre plus parfaitement neutre, on peut le combiner directement avec l'acide de la craie, soit en l'agitant dans une cuve en fermentation, soit en recevant dans sa dissolution de l'acide carbonique dégagé de la craie par l'acide sulfurique. On le fait encore en imprégnant les parois d'un vase de dissolution de soude, & en versant dans ce vase de l'acide carbonique; on le couvre d'une vessie mouillée, & au bout de quelques heures la combinaison est faite, la vessie est enfoncée à cause du vide qui s'est formé dans le vaisseau, & le sel neutre est déposé en cristaux réguliers sur les parois.

Le carbonate de soude peut être employé comme le carbonate de potasse; il est d'un usage beaucoup plus multiplié pour les manufactures de verreries, de savon, &c. &c. Il est donc très-nécessaire d'en augmenter la quantité, & de chercher à le retirer en grand du muriate de soude. Nous avons vu que la litharge, proposée par quelques Chimistes pour produire cet effet, ne décompose pas bien ce sel; que Schéele a découvert une décomposition plus manifeste dans le muriate de soude par la chaux

vive & le fer, au moyen du contact de l'atmosphère & de l'acide carbonique qui y est mêlé. On voit qu'une proportion de cet acide, plus grande que celle qui existe communément dans l'air, doit favoriser cette décomposition, en agissant par son attraction sur la soude.

CH A P I T R E V I.

Genre II. *SELS NEUTRES IMPARFAITS, A BASE D'AMMONIAQUE, OU SELS AMMONIACAUX.*

LES sels ammoniacaux sont formés par la combinaison d'un acide avec l'alkali volatil ou l'ammoniaque; leur saveur est en général urineuse, ils sont tous plus ou moins volatils & plus décomposables que les sels neutres parfaits. Nous en connoissons six sortes; le sulfate ammoniacal, le nitrate ammoniacal, le muriate ammoniacal ou sel ammoniac proprement dit, le borate ammoniacal, le fluaté ammoniacal & le carbonate ammoniacal.

Sorte I. SULFATE AMMONIACAL.

Le sulfate ammoniacal, appelé d'abord *sel ammoniacal vitriolique*, ou *vitriol ammoniacal*, est le résultat de la combinaison saturée de

l'acide sulfurique & de l'ammoniaque. On l'a nommé *sel ammoniacal secret de Glauber*, parce que c'est ce Chimiste qui l'a découvert.

Lorsqu'il est bien pur, il se présente sous la forme d'aiguilles qui, examinées avec soin, sont des prismes comprimés à six faces, dont deux sont très-larges, terminés par des pyramides à six faces plus ou moins irrégulières; presque toujours cette forme offre des variétés qui s'éloignent de celle que nous venons de décrire. Quelquefois ce sel paroît être en prismes quadrangulaires; j'en ai souvent obtenu en plaques quarrées & très-minces. Ce qui paroît dépendre, comme dans toute cristallisation, de la manière dont les lames cristallines se déposent, ou sur leurs faces les plus larges, ou sur leurs lames ou sur leurs angles.

La saveur de ce sel est amère & urineuse; il est assez léger & très-friable.

Comme il contient beaucoup d'eau dans sa cristallisation, il se liquéfie d'abord à un feu même assez léger; mais peu-à-peu il se dessèche à mesure que son eau de cristallisation se dissipe. Dans cet état il commence par rougir & se fond bientôt sans se volatiliser suivant Bûcquet; cependant M. Baumé annonce qu'il est demi-volatil. En répétant cette expérience, j'ai observé qu'en effet une partie de ce sel se

sublime, mais qu'il en reste une portion fixe dans le vaisseau; c'est sans doute cette dernière dont a voulu parler Bucquet.

Le sulfate ammoniacal n'éprouve presque aucune altération de la part de l'air; il ne tombe point en efflorescence comme le sulfate de soude, mais au contraire; il en attire légèrement l'humidité.

Il est très-dissoluble dans l'eau; deux parties d'eau froide en dissolvent une de ce sel, & l'eau bouillante en dissout son poids. Il cristallise par le refroidissement, mais les plus beaux cristaux ne s'obtiennent que par l'évaporation insensible & spontanée de sa dissolution. Il s'unit aussi à la glace qu'il fait fondre en produisant beaucoup de froid. Il n'a point d'action sur les terres silicee & alumineuse: la magnésie en décompose une partie & sur-tout à l'aide du tems, suivant l'observation de Bergman.

La chaux, la baryte & les alkalis fixes purs en dégagent l'ammoniaque, comme nous le verrons à l'égard du muriate ammoniacal. Si l'on distille du carbonate de potasse ou de soude avec le sulfate ammoniacal, il se fait une double décomposition & une double combinaison; l'acide sulfurique se porte sur l'alkali fixe pour former du sulfate de potasse ou de soude, suivant la nature de l'alkali; l'acide carbonique dégagé

se volatilifant en même-tems que le gaz alkalin ou ammoniac, ces deux corps s'unissent, & il en résulte un sel ammoniacal particulier qui se cristallise dans le récipient. Nous reviendrons plus en détail sur cet objet dans l'histoire du muriate ammoniacal.

L'acide nitrique & l'acide muriatique séparent une partie de l'acide sulfurique du sulfate ammoniacal comme ils le font pour les sulfates de potasse & de soude.

On ne l'a point trouvé jusqu'ici dans les produits de la nature. Cependant on lit dans l'essai de cristallographie de M. Romé de Lisse, 1772, page 57, que suivant M. Sage le sel ammoniac natif des volcans est de cette espèce. L'art le produit en combinant directement l'acide sulfurique & l'ammoniaque, en décomposant des sels terreux ou des sels métalliques par l'alkali volatil, ou enfin en décomposant les sels ammoniacaux nitrique, muriatique & carbonique par l'acide sulfurique.

Le sulfate ammoniacal n'est d'aucun usage, quoique Glauber l'ait fort recommandé dans les opérations de la métallurgie.

Sorte II. NITRATE AMMONIACAL.

Le nitrate ammoniacal, ou *sel ammoniacal nitreux*, est comme le précédent un produit de

Part. On le prépare en combinant directement l'acide nitrique avec l'ammoniaque. Ses cristaux sont des prismes, dont le nombre & la disposition des faces n'ont pas été bien examinés. M. Romé de Lisle dit qu'il est susceptible de cristalliser en belles aiguilles assez semblables à celles du sulfate de potasse ; mais ses aiguilles sont très-alongées, striées & beaucoup plus semblables à celles du nitre ordinaire, qu'au sulfate de potasse.

Sa saveur est amère, piquante, un peu fraîche & urineuse. Sa friabilité est la même que celle du sulfate ammoniacal. Lorsqu'on l'expose à l'action du feu, il se liquéfie, exhale des vapeurs aqueuses, se dessèche, & long-tems avant de rougir, il détone seul sans le contact d'aucune matière combustible & même dans les vaisseaux fermés. Nous avons fait observer dans notre première édition que cette propriété singulière paroïssoit dépendre de l'ammoniaque ; puisque le gaz alkalin semble avoir quelque chose de combustible, & puisqu'il augmente la flamme des bougies avant de l'éteindre. M. Bertholet ayant exposé du nitre ammoniacal à l'action du feu dans un appareil distillatoire & pneumatique, & ayant observé avec plus de soin qu'on ne l'avoit fait avant lui les phénomènes de cette opération, a remarqué que ce
n'est

n'est point une véritable détonation qui a lieu dans ce cas ; mais une décomposition brusquée & rapide , dans laquelle une partie de l'alkali volatil ou ammoniacque est entièrement détruite ; l'eau que l'on obtient dans le récipient contient un peu d'acide nitrique à nud en proportion de l'ammoniacque décomposé , & celui-ci donne du gaz azotique ou de la mofette atmosphérique. En pesant le produit liquide de cette opération , on trouve plus d'eau qu'il n'y en avoit dans le nitre ammoniacal , & M. Bertholet pense que cette eau surabondante est formée par l'union de l'hydrogène appartenant à l'ammoniacque , avec l'oxigène de l'acide nitrique. L'azotique, autre principe de l'ammoniacque six fois plus abondant dans ce sel que l'hydrogène , se dégage & se rassemble dans les cloches de l'appareil pneumatique , sous la forme de gaz azotique.

On ne fait si ce sel est fusible ; car la première liquéfaction n'est due qu'à l'eau de sa cristallisation , & il se dissipe avant de passer à la seconde.

Il en est de même de sa volatilité ; on ne peut en juger , puisqu'avant de se sublimer il se décompose avec boursoufflement.

Il attire un peu l'humidité de l'air , ses cristaux s'agglutinent & forment des espèces de pelotons.

Il est très-dissoluble dans l'eau ; il s'unit à la glace qu'il fait fondre , & il produit alors un froid considérable. Il est plus dissoluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide ; il n'exige qu'une demi-partie de la première pour être tenu en dissolution, & il cristallise par refroidissement ; mais cette cristallisation est irrégulière ; & pour obtenir des cristaux bien formés de ce sel , il faut avoir recours à l'évaporation spontanée ou insensible.

Le nitrate ammoniacal est décomposé par la baryte, la chaux & les alkalis fixes comme le sulfate ammoniacal. Le gaz alkalin séparé par ces substances caustiques étant très-volatil & très-expansif, la décomposition du nitrate ammoniacal, comme celle des autres sels de ce genre, est sensible à froid, & elle s'opère en triturant ce sel avec la chaux ; mais lorsqu'on veut procéder à cette décomposition par le feu dans des vaisseaux fermés, il faut donner un degré de chaleur très-ménagé pour éviter la combustion spontanée.

L'acide sulfurique dégage l'acide nitrique de ce sel avec effervescence, & il forme avec sa base du sulfate ammoniacal.

Les carbonates de potasse & de soude le décomposent & sont mutuellement décomposés ; il se sublime dans ces opérations de l'ammo-

niacque sous forme concrète, que nous examinerons plus bas sous le nom de *carbonate ammoniacal*.

Le nitre ammoniacal n'est d'aucun usage.

Sorte III. MURIATE AMMONIACAL OU SEL AMMONIAC.

Le muriate ammoniacal ou la combinaison saturée de l'acide muriatique avec l'ammoniaque, a été appelé, par les anciens, *sél ammoniac*, parce qu'ils le tiroient de l'Ammonie, contrée de la Libye, où étoit situé le temple de Jupiter Ammon.

Ce sel se rencontre aux environs des volcans; on l'y trouve sous la forme d'efflorescence & de groupes aiguillés ou compacts ordinairement colorés en jaune ou en rouge, & mêlés d'arsenic & d'orpiment; on ne se sert point de celui-ci, & l'on n'emploie dans les arts que celui que l'on prépare en grand, comme nous allons l'exposer.

La véritable origine de ce sel factice n'a été connue qu'au commencement de ce siècle, quoiqu'on s'en servît dans un grand nombre d'arts depuis un temps presque immémorial. C'est par une lettre de M. Lemere, consul au Caire, écrite à l'Académie le 24 Juin 1719, qu'on a appris l'art de retirer le sel ammoniac des suies de fiente de chameau, que l'on brûle au Caire au lieu de bois.

On met cette suie dans de grandes bouteilles rondes, d'un pied & demi de diamètre, terminées par un col de deux doigts de haut, & on les remplit de cette matière jusqu'à quatre doigts près de leur col. Chaque ballon contient environ quarante livres de cette suie & fournit à-peu-près six livres de sel. On place ces vaisseaux sur un fourneau en forme de four, de sorte qu'il n'y ait que leur col qui déborde. On allume le feu avec la fiente de chameau, & on le continue pendant trois jours & trois nuits. Ce n'est que le deuxième & le troisième jour que le sel se sublime. On casse ensuite les ballons & on en retire les pains de sel sublimé. Ces pains, qui nous sont envoyés tels qu'ils ont été retirés des ballons en Egypte, sont convexes & inégaux d'un côté, & offrent dans le milieu de cette face un tubercule qui désigne le col du vaisseau où ils ont été sublimés. La face inférieure est concave & salie, ainsi que la supérieure, par une espèce de suie.

Pomet a indiqué un *sel ammoniac*, venant par la voie de la Hollande, & qui étoit en pains tronqués semblables aux pains de sucre. Geoffroy qui le premier a découvert en France les matériaux de ce sel, & qui a deviné le procédé employé au Caire pour le préparer, a découvert que cette seconde espèce de sel ammo-

niac se fait aux Indes ; qu'il se prépare en beaucoup plus grande quantité qu'en Egypte , & qu'il ne differe de ce dernier que par la forme , puisqu'il est également sublimé. En effet , ces pains de quatorze à quinze livres sont creux à leur base & formés de différentes couches. Le cône est tronqué , parce qu'on enlève la pointe qui n'est qu'une matière impure.

M. Baümé a établi aux environs de Paris une manufacture de muriate ammoniacal , où l'on fabrique entièrement ce sel , en quoi il differe de la préparation des Egyptiens , qui ne font que l'extraire. Le sel de M. Baümé a encore sur celui d'Egypte l'avantage d'être beaucoup plus pur.

La saveur du muriate ammoniacal est piquante , âcre & urinaire. La forme de ses cristaux est une pyramide hexaèdre très-alongée ; celle en barbe de plume n'est que la réunion de toutes ces pyramides , qui se sont rapprochées sous des angles plus ou moins aigus. M. Romé de Lisse pense que les cristaux du muriate ammoniacal sont des octaèdres réunis. On trouve , quoique rarement , des cristaux cubiques de ce sel , au milieu de la partie concave & creuse de leurs pains sublimés.

Ce sel a une propriété physique assez singulière ; c'est une sorte de ductilité , ou d'élasticité ,

qui fait qu'il saute sous le marteau, & qu'il se laisse plier sous les doigts, ce qui le rend difficile à réduire en poudre.

Le muriate ammoniacal est entièrement volatil, mais il demande un coup de feu assez fort pour se sublimer. On emploie ce moyen pour l'obtenir très-pur, & priyé d'eau autant qu'il est possible. On le met en poudre dans des matras, qu'on plonge dans un bain de sable jusqu'au milieu de leur capacité; on les chauffe par degrés pendant plusieurs heures. Par ce procédé, on obtient une masse composée d'aiguilles cannelées & appliquées suivant leur longueur. Lorsque l'opération a été conduite avec ménagement, on trouve souvent dans le milieu de ces pains, des cristaux cubiques très-réguliers; mais si on a chauffé trop fortement, on n'a qu'une masse informe très-dense à demi-transparente & comme fondue.

M. Baumé a observé qu'en sublimant plusieurs fois ce sel, il s'en dégage à chaque fois un peu d'ammoniaque & d'acide muriatique; de sorte qu'il seroit peut-être possible, suivant ce chimiste, de décomposer le muriate ammoniacal par des sublimations répétées. Ce fait demande à être confirmé.

Le muriate ammoniacal n'est point altérable à l'air; il s'y conserve très-long-tems sans éprouver de changement sensible.

Il est très-dissoluble dans l'eau. Six parties d'eau froide suffisent pour dissoudre une partie de ce sel. Il produit dans cette dissolution un froid considérable; ce froid est encore plus vif lorsqu'on mêle ce sel avec de la glace. On se sert avec avantage de ce froid artificiel pour donner naissance à plusieurs phénomènes qui n'auroient point lieu sans cette circonstance, tels que la congélation de l'eau, la cristallisation de certains sels, la conservation & la fixation de quelques liquides très-évaporables, &c.

L'eau bouillante dissout presque son poids de muriate ammoniacal: ce sel cristallise par refroidissement, mais ses cristaux, les plus réguliers, s'obtiennent comme ceux des autres sels, par l'évaporation spontanée ou insensible. Souvent une dissolution très-chargée de ce sel, renfermée dans un flacon, laisse déposer au bout de quelques jours des cristaux en panaches, formés par un filet moyen auquel un grand nombre d'autres filets se réunissent perpendiculairement, & ceux-ci en soutiennent d'autres plus petits, de sorte que l'ensemble imite parfaitement une végétation. J'ai observé plusieurs fois ce phénomène dans mon laboratoire (1).

(1) Il n'est aucun Chimiste qui n'ait éprouvé combien il est intéressant de visiter de tems à autre les produits

Le muriate ammoniacal n'est pas décomposé par l'alumine. La magnésie ne le décompose que très-difficilement, & en partie comme l'a observé Bergman. Si on met dans une fiole un mélange de magnésie & de dissolution de muriate ammoniacal, il se dégage, suivant la remarque du célèbre chimiste d'Upsal, des vapeurs d'ammoniaque au bout de quelques heures; mais ce dégagement cesse bientôt, & il n'y a que très-peu de sel décomposé.

La chaux ainsi que la baryte séparent l'ammoniaque de l'acide muriatique même à froid. Il suffit de triturer ce sel avec la chaux vive, pour qu'il se volatilise sur-le-champ du gaz ammoniac, dont l'odeur frappe vivement les nerfs. En faisant cette expérience dans des vais-

conservés dans un laboratoire, sur-tout les dissolutions des sels. Lorsque le hasard présente quelques observations curieuses, on doit les noter sur-le-champ, afin de ne pas laisser perdre des faits qui peuvent devenir très-importans. C'est ainsi que j'ai vu un grand nombre de fois se former des cristaux que je n'avois pu obtenir par l'évaporation. Il arrive encore qu'en remuant ou débouchant les flacons, il s'y dépose, peu de tems après, des cristaux dont l'agitation & le contact de l'air favorisent singulièrement la naissance. Cette note, inutile pour ceux qui travaillent depuis long-tems, n'est qu'en faveur des personnes qui se proposent de se livrer aux recherches chimiques.

seaux fermés, on peut recueillir l'ammoniaque ou gazeux ou dissous dans l'eau; cette opération n'étant pas encore assez bien développée dans les auteurs, quoique les connoissances modernes aient permis de la rendre & plus exacte & plus sûre, nous croyons devoir insister sur sa description.

Si l'on emploie de la chaux très-vive & du muriate ammoniacal bien sec, & si l'on chauffe ce mélange dans une cornue dont le bec plonge sous une cloche pleine de mercure, on obtient une grande quantité de gaz alkalin ou ammoniac. On fait actuellement pourquoi, lorsqu'on distilloit un pareil mélange dans des ballons sans l'appareil pneumato-chimique, on n'obtenoit presque point de produit, & pourquoi l'on étoit exposé aux dangers de la rupture des vaisseaux. L'état de raréfaction, & la quantité de gaz ammoniac qui se dégage dans cette expérience, en sont la véritable cause. M. Baumé, qui a senti une partie de ces inconvéniens, a conseillé de mettre de l'eau dans la cornue. Ce fluide absorbe en effet une partie du gaz, & l'entraîne avec lui; mais comme ce gaz est beaucoup plus volatil que l'eau, on en perd toujours la plus grande quantité. Les chimistes qui connoissent aujourd'hui la grande affinité du gaz ammoniac avec l'eau, & sa singulière

volatilité, emploient avec grand succès, pour cette opération, l'appareil de M. Woulfe; ce procédé ingénieux consiste à adapter à un ballon à deux pointes, une bouteille vide, à laquelle on en joint deux ou quatre autres collatérales, qui communiquent ensemble à l'aide de siphons. On met dans une cornue de grès destinée à être luttée avec le ballon, la chaux vive & le muriate ammoniacal sec en poudre; on chauffe lentement & avec beaucoup de précaution, jusqu'à faire rougir & même vitrifier le fond de la cornue. Le gaz ammoniac, dégagé par la chaux, passe dans le ballon & dans les bouteilles; il s'unit à l'eau avec chaleur, la sature, & forme dans les premières bouteilles ce qu'on appelle *l'esprit alkali volatil*, le plus caustique possible. Par ce moyen il ne se perd aucune portion d'ammoniaque, & on a de plus les avantages de bien pouvoir conduire son opération, d'avoir un produit très-pur & très-blanc, de n'être point affecté par la vapeur, & enfin de n'avoir rien à craindre pour la rupture des vaisseaux. Nous nous sommes aussi assurés, Bucquet & moi, par un grand nombre d'expériences, qu'il ne faut qu'une partie & demie de chaux, au lieu de trois qu'on employoit ordinairement pour décomposer une partie de muriate ammoniacal. La chaux éteinte

à l'air décompose ce sel , de même que la chaux vive. Le résidu est du muriate calcaire , que nous examinerons par la suite. Cette opération prouve que la chaux a plus d'affinité avec l'acide muriatique que n'en a l'ammoniaque.

Les deux alkalis fixes décomposent le muriate ammoniacal , comme le fait la chaux , & ils en dégagent de même l'ammoniaque pure & sous forme de gaz. On peut les employer comme la chaux pour obtenir l'esprit alkalin ; mais on ne fait point ordinairement cette opération dans les laboratoires , parce qu'elle coûte beaucoup plus cher que la décomposition par la chaux vive , & parce que celle-ci remplit absolument le même but.

Les acides sulfurique & nitrique séparent l'acide muriatique de ce sel , & s'unissent à l'ammoniaque avec laquelle ils ont plus d'affinité. Le résidu de ces décompositions constitue le sulfate & le nitrate ammoniacal.

La plupart des sels neutres alkalis n'ont aucune action sur le muriate ammoniacal : il n'y a que ceux qui sont formés par l'acide carbonique & les deux alkalis fixes , qui le décomposent. Il s'opère dans ces mélanges une double décomposition & une double combinaison. En effet , tandis que l'acide muriatique s'unit aux alkalis fixes pour former les muriates

de potasse ou de soude , l'acide carbonique qui est séparé de ces derniers se reporte sur l'ammoniaque dégagée , & forme avec elle du carbonate ammoniacal , qui se sublime en cristaux dont l'intérieur du ballon est tapissé. Pour faire cette opération , on mêle une partie de carbonate de potasse ou de soude bien secs , avec une partie de muriate ammoniacal sublimé en poudre ; on introduit ce mélange dans une cornue de grès , à laquelle on adapte un grand ballon , ou mieux une cucurbite de verre ; on donne le feu par degrés , jusqu'à ce que le fond de la cornue soit rouge. Il se sublime dans la cucurbite un sel blanc bien cristallisé ; (c'est le carbonate ammoniacal.) Il passe aussi un peu d'humidité ; le résidu est du muriate de potasse ou de soude , suivant l'alkali fixe qu'on a employé. On retire par ce moyen , une quantité très-considérable de ce sel , qui égale plus des deux tiers du muriate ammoniacal employé. Ce phénomène avoit fait penser à Duhamel qu'il passoit un peu d'alkali fixe avec l'alkali volatil. Il est aisé de concevoir , depuis que les expériences modernes ont éclairé cette théorie , que c'est à l'acide carbonique de l'alkali fixe qui s'est reporté sur l'ammoniaque , qu'est due la quantité considérable de sel sublimé que l'on obtient. Cependant jusqu'à ces derniers tems

on avoit toujours regardé cet alkali volatil concret, comme le plus pur, & on lui avoit attribué la propriété de cristalliser, de faire effervescence avec les acides, tandis que celui qu'on obtient par la chaux, & qui est le véritable alkali volatil pur, passoit pour un sel altéré, & en partie décomposé. On doit apprécier, d'après cela, combien les découvertes du docteur Black ont jeté de jour sur les matières salines; & l'on ne peut s'empêcher de dire qu'elles ont créé une chimie entièrement neuve.

Les usages du muriate ammoniacal sont fort étendus. En médecine, on l'emploie comme fondant à l'intérieur, à la dose de quelques grains, dans les obstructions, les fièvres intermittentes, &c. Il agit à l'extérieur comme un puissant antiseptique dans la gangrène, &c. &c.

On s'en sert dans un grand nombre d'arts; mais spécialement dans la teinture, dans les opérations de métallurgie relatives à la réunion ou à la soudure de différens métaux; les chaudronniers l'emploient pour décaper la surface du cuivre qu'ils veulent étamer.

Sorte IV. BORATE AMMONIACAL.

Le borate ammoniacal ou la combinaison saturée de l'acide boracique avec l'ammoniaque, n'a encore été examiné par aucun chimiste.

Voici ce que j'ai observé sur quelques-unes de ses propriétés.

J'ai dissous de l'acide boracique bien pur dans de l'ammoniaque ou alkali volatil caustique, jusqu'à ce que la saturation m'ait paru complète; j'ai étendu cette dissolution dans un peu d'eau, & j'ai fait évaporer au bain de sable environ moitié de la liqueur; elle a fourni par le refroidissement une couche de cristaux réunis, dont la surface offroit des pyramides polyèdres. Ce sel a une saveur piquante & urineuse; il verdit le sirop de violettes; il perd peu-à-peu sa forme cristalline, & devient d'une couleur brune par le contact de l'air; il paroît assez dissoluble dans l'eau; la chaux en dégage l'ammoniaque.

Telles sont les principales propriétés que je lui ai reconnues par un premier examen; mais je n'ai point tenté assez d'expériences pour en connoître plus à fond la nature.

Le borate ammoniacal n'est absolument d'aucun usage.

Sorte V. FLUATE AMMONIACAL.

Il en est de ce sel, comme du précédent; on n'a point encore reconnu les propriétés qui le distinguent des autres sels ammoniacaux.

M. Boullanger s'accorde avec Schéele à dire que l'acide fluorique combiné avec l'ammoniaque ne cristallise point, mais forme une gelée

qui donne des vapeurs analogues à celles de l'acide muriatique , par l'addition de l'acide sulfurique. Ces deux chimistes n'ont point examiné les autres propriétés de cette espèce de sel ; mais ils en ont vu assez pour faire distinguer l'acide fluorique de l'acide muriatique.

Sorte VI. CARBONATE AMMONIACAL.

Nous donnons le nom de carbonate ammoniacal à l'espèce de sel neutre, que l'on appeloit autrefois *alkali volatil concret*, & qui est véritablement une combinaison saline neutre de l'acide carbonique avec l'ammoniaque.

Il n'existe pas pur, & isolé dans la nature. On le retire de presque toutes les substances animales par l'action du feu. On le forme aussi par l'union directe de l'ammoniaque avec l'acide carbonique, 1°. en agitant cet alkali dans une cuve en fermentation, 2°. en faisant passer de l'acide carbonique dans l'esprit alkali volatil, 3°. en versant cet acide dans un vaisseau, sur les parois duquel on a mis des gouttes d'ammoniaque dissoute dans l'eau, 4°. en combinant directement au-dessus du mercure le gaz acide carbonique & le gaz ammoniac : ces deux gaz se pénètrent tout-à-coup, il s'excite beaucoup de chaleur, & il se forme un sel concret sur les parois de la cloche où l'on a fait le mélange. Dans tous ces cas on voit bientôt se

former des cristaux de carbonate ammoniacal. On l'obtient encore en décomposant le muriate ammoniacal par les sels neutres carboniques à base de potasse ou de soude.

Le carbonate ammoniacal est susceptible de prendre une forme régulière ; ses cristaux paroissent être des prismes à plusieurs faces. Bergman les désigne par des octaèdres ayant quatre de leurs angles tronqués. M. Romé de Lisse a vu des groupes de ce sel, dans lesquels il étoit sous la forme de petits prismes tétraèdres comprimés, terminés à leur extrémité supérieure par un sommet dièdre.

Sa saveur est urineuse, mais beaucoup moins forte que celle de l'ammoniaque pure & caustique ; son odeur, quoique semblable à celle de cette dernière, est aussi beaucoup moins énergique ; il verdit le sirop de violettes. Nous croyons nécessaire d'observer ici relativement à cette dernière propriété que l'acide carbonique n'est pas le seul qui ne détruit point complètement les caractères des alkalis auxquels il est combiné, & que ce n'est point une raison pour refuser le nom de sels neutres aux alkalis saturés par cet acide foible, puisque l'acide boracique a la même propriété, quoiqu'aucun chimiste moderne n'ait élevé des doutes sur la nature saline neutre du borax.

Le

Le carbonate ammoniacal est très-volatil, & la moindre chaleur le sublime en entier. S'il est bien cristallisé, lorsqu'on le chauffe, il commence par se liquéfier à l'aide de l'eau de sa cristallisation; mais il se volatilise presque en même tems, de manière qu'il est très-difficile d'avoir ce sel bien cristallisé & bien sec.

Il est très-dissoluble dans l'eau; il produit du froid dans cette dissolution, comme tous les sels neutres cristallisés; cette propriété, très-différente de celle de l'ammoniaque pure qui donne beaucoup de chaleur en se combinant avec l'eau, suffiroit pour le ranger parmi les sels neutres. Deux parties d'eau froide en dissolvent plus d'une de carbonate ammoniacal; l'eau chaude en dissout plus que son poids; mais comme il se dissipe à la chaleur de l'eau bouillante, on ne peut, sans risque d'en perdre beaucoup, employer ce moyen pour le faire cristalliser.

Il s'humecte légèrement à l'air, sur-tout lorsqu'il n'est pas entièrement saturé d'acide carbonique.

Les terres filicée & alumineuse n'ont pas plus d'action sur lui que sur les autres sels ammoniacaux. La magnésie ne le décompose que très-foiblement. La chaux le décompose comme les autres sels ammoniacaux, en s'emparant de son acide.

avec lequel elle a beaucoup d'affinité. Si l'on verse de l'eau de chaux dans une dissolution de carbonate ammoniacal, il se fait sur-le-champ un précipité, & l'on sent une odeur vive d'ammoniaque caustique. La chaux s'est emparée de l'acide carbonique avec lequel elle a formé de la craie ou du carbonate calcaire qui s'est précipité, & l'ammoniaque s'est séparée. La chaux vive triturée avec le carbonate ammoniacal, en dégage sur-le-champ l'ammoniaque sous forme gazeuse. En mettant ce mélange dans une cornue, on peut obtenir à l'aide de l'eau placée dans les bouteilles de l'appareil de Woulfe, l'ammoniaque caustique, ainsi qu'on l'obtient du muriate ammoniacal distillé avec le même intermède. Cette décomposition prouve que la chaux a plus d'affinité avec l'acide carbonique que n'en a l'ammoniaque; ce qui est également démontré pour les autres acides.

Les alkalis fixes décomposent le carbonate ammoniacal, comme le fait la chaux, en séparant l'ammoniaque pure, & en s'unissant à son acide.

Enfin les acides sulfurique, nitrique, muriatique & fluorique ont plus d'affinité avec l'ammoniaque que n'en a l'acide carbonique. Lorsqu'on verse un de ces acides sur le carbonate ammoniacal, il se produit une vive effervescence due

au dégagement de l'acide carbonique. Si on fait cette décomposition dans un vaisseau étroit & allongé, on peut reconnoître la présence de l'acide carbonique gazeux, en y plongeant une bougie qu'il éteint, de la teinture de tournesol qu'il fait passer au rouge, & de l'eau de chaux qu'il précipite. Ces décompositions du carbonate ammoniacal par la chaux & les alkalis fixes qui s'emparent de son acide, en séparant l'ammoniaque, & par les acides qui dégagent l'acide carbonique en s'unissant à l'alkali, démontrent clairement la nature du carbonate ammoniacal. Bergman a trouvé, par des expériences exactes, qu'un quintal de ce sel cristallisé contient quarante-cinq parties d'acide carbonique, quarante-trois d'ammoniaque, & douze d'eau. Comme il y a plus d'acide dans ce sel que dans le carbonate de soude, & dans ce dernier plus que dans le carbonate de potasse, ce savant chimiste en conclut que plus la base alkaline est faible, & plus elle demande d'acide carbonique pour être saturée. L'acide boracique ne décompose point à froid le carbonate ammoniacal; mais lorsqu'on verse sur ce dernier sel une dissolution bien chaude d'acide boracique, il se produit une effervescence très-sensible; on reconnoît le dégagement de l'acide carbonique par les moyens ordinaires, & l'on trouve au fond du

vase un vrai borate ammoniacal. Cette expérience que j'ai répétée bien des fois , prouve que la chaleur modifie ou change les loix des attractions électives , comme l'a observé Bergman.

Le carbonate ammoniacal n'a point d'action sur les sels neutres parfaits. Nous verrons plus bas qu'il décompose les sels neutres calcaires par la voie des doubles affinités , ce que ne fait point l'ammoniaque pure & caustique. Cette belle découverte de Black explique pourquoi les chimistes avoient dit que l'ammoniaque a plus d'affinité avec les acides que la terre calcaire.

Le carbonate ammoniacal est employé en médecine comme sudorifique , anti-hystérique , &c. On le mêle avec quelques matières aromatiques. Il a été regardé presque comme spécifique dans la morsure de la vipère ; mais M. l'abbé Fontana s'est élevé avec raison contre cette opinion. Plusieurs ont conseillé le carbonate ammoniacal ou l'alkali volatil concret comme anti-vénérien , l'expérience n'a point encore prononcé sur ce point ; & tout ce que l'art de guérir possède de connoissances exactes sur cet objet se réduit à savoir que ce sel est purgatif , incisif , diurétique , diaphorétique , fondant , & qu'il a un effet très-marqué dans toutes les maladies qui dépendent de l'épaississement de

la lymphe ; comme quelques accidens vénériens, les dépôts laiteux, les engorgemens scrophuleux, &c.

On l'administre à la dose de quelques grains dans des boissons appropriées, ou bien dans des mélanges opiatiques ou pilulaires.

CHAPITRE VII.

Genre III. SELS NEUTRES CALCAIRES.

Sorte I. SULFATE DE CHAUX, SÉLÉNITE, GYPSE.

LA combinaison de l'acide sulfurique avec la chaux, doit porter le nom de sulfate calcaire, on l'a appelé *sélénite*, *plâtre* ou *gypse*. Ce sel existe en grande quantité dans la nature. Il forme souvent des bancs ou couches immenses, comme on peut l'observer à Montmartre près Paris ; les montagnes de cet endroit sont entièrement remplies de lits de sélénite ou de plâtre, enveloppés ou recouverts d'une espèce de marne argileuse qui l'accompagne presque constamment.

Ce sel n'ayant que très-peu de faveur & de dissolubilité, les Naturalistes l'ont depuis longtemps regardé comme une substance pierreuse, & ils en ont distingué beaucoup de variétés à

raison de la diversité des formes qu'il présente & de son plus ou moins de pureté ; nous ne citerons ici que les principales.

Principales variétés du Sulfate calcaire.

1. Sulfate calcaire ou Sélénite en lames rhomboïdales.

Il a une transparence glaceuse ; les morceaux qui se trouvent dans les cabinets, sont irréguliers ; mais ils se fendent toujours en lames rhomboïdales. Tels sont ceux de S. Germain, de Lagny, &c.

2. Sulfate calcaire ou Sélénite cunéiforme, ou en fer de lance.

Il est formé de deux triangles scalènes, réunis dans le milieu, dont chacun est composé de lames triangulaires, suivant l'observation de M. de la Hire : on nomme cette sélénite, pierre spéculaire, miroir d'âne ou talc de Montmartre.

3. Sulfate calcaire ou Sélénite rhomboïdale décaèdre.

Tel est celui que l'on trouve dans les carrières de Passy.

4. Sulfate calcaire ou Sélénite prismatique décaèdre.

Il est formé de prismes hexaèdres, termi-

Variétés.

nés par des pyramides dièdres, ou par un angle rentrant. On en trouve en Suisse, &c.

5. Sulfate calcaire ou Sélénite en crêtes de coq de Montmartre.

Ce sont des amas de petits cristaux lenticulaires, placés obliquement les uns à côté des autres. Ils sont formés par la réunion des fers de lance dont nous avons parlé dans la variété 2.

6. Sulfate calcaire ou Sélénite foyeuse ou striée, gypse foyeux de la Chine.

On en trouve en Franche-Comté, dans l'Angoumois, &c. il est formé de prismes très-fins, réunis en faisceaux, le plus souvent brillans & comme satinés. Il est très-difficile d'y reconnoître les lames rhomboïdales que l'on trouve dans toutes les autres variétés.

7. Sulfate calcaire, gypse commun, ou pierre à plâtre.

Cette substance est d'un blanc plus ou moins gris, parsemée de petits cristaux brillans, faciles à égrener avec le couteau. Elle se trouve disposée par couches, & elle forme la plupart des montagnes des environs de Paris. On saura par la suite que ce n'est point de la sélénite pure, & qu'elle doit sa propriété de bon plâtre après sa cuisson, au mélange d'un autre sel terreux.

Variétés.

8. Sulfate calcaire sous forme d'albâtre, ou albâtre gypseux.

C'est une sorte de pierre à plâtre, plus dure & plus ancienne que la précédente, dont elle ne diffère que par une demi-transparence, & par une disposition en petites couches plus ou moins variées, comme on les observe dans les stalactites. On en trouve beaucoup à Lagny près de Paris. Celui-ci est un des plus blancs ; il est quelquefois veiné & taché de jaune, de gris, de violet ou de noir.

9. Sulfate calcaire, sélénite, gypse commun ou albâtre gypseux, colorés, veinés, tachés, nués, pondués de différentes nuances.

Ce mélange de couleur annonce que la sélénite est salie par quelque substance étrangère & colorante ; c'est presque toujours le fer dans différens états qui constitue les couleurs de ce sel terreux.

On trouve encore le sulfate calcaire dissous dans les eaux comme dans celle des puits de Paris ; mais il n'y est jamais pur, & il s'y trouve toujours combiné avec quelqu'autre sel terreux à base de chaux ou de magnésie.

Nous avons déjà fait observer que le sulfate calcaire a été pris long-tems pour une substance pierreuse par les Naturalistes. Comme ils ne

lui trouvoient ni faveur, ni dissolubilité apparentes, ils ne pensoient pas que ce pût être un véritable sel. Cependant il a une faveur particulière qu'il communique à l'eau, & qui est très-sensible sur l'estomac; en effet l'eau crue ou séléniteuse fait éprouver à ce viscère un froid & une pesanteur très-marqués. Quant à sa dissolubilité, la forme, la grandeur, la transparence, la quantité, enfin la disposition par couches du sulfate calcaire cristallisé en beaucoup d'endroits, & particulièrement dans tous les environs de Paris, indiquent assez qu'il a été préliminairement dissous dans l'eau, & déposé par ce fluide.

Le sulfate calcaire, exposé à l'action du feu, perd son eau de cristallisation, décrépite lorsqu'on le chauffe brusquement, & devient d'un blanc mat & d'une friabilité très-considérable; il forme ce qu'on appelle le *plâtre fin*. Comme il est susceptible de prendre avec l'eau un certain liant, on fait, avec cette pâte qu'on jette en moule, des statues très-blanches & très-agréables; mais ce plâtre se desséchant facilement, & ne retenant que très-peu d'eau, ces statues sont sujettes à casser au moindre choc. Si l'on pousse le feu, lorsque le sulfate calcaire est en poudre blanche, il finit par se fondre en une espèce de verre; mais il faut pour cela un feu de la der-

nière violence , tel que celui des fours de porcelaine , ou des lentilles de verre. MM. d'Arcet & Macquer sont parvenus à fondre le sulfate calcaire. Ce dernier a observé qu'en exposant au miroir ardent , de la sélénite cunéiforme sur ses faces polies , elle ne fait que blanchir ; mais que si on la présente sur sa tranche , elle fond sur-le-champ en bouillant ; on la fond de même au chalumeau de Bergman , & au jet d'air vital lancé sur le charbon ardent.

Le sulfate calcaire mis sur un fer chaud devient phosphorique ; cette propriété est commune à tous les sels calcaires. La chaux la présente aussi dans son extinction comme nous l'avons vu.

Le sulfate calcaire n'éprouve point d'altération très-marquée par le contact de l'air ; cependant les lames brillantes & polies de ce sel neutre terreux se ternissent , prennent les couleurs de l'iris , se délitent par couches , & finissent par se détruire dans l'atmosphère ; mais ces phénomènes sont dus à l'action combinée de la chaleur , de l'eau & de l'air.

Le sulfate calcaire est dissoluble dans l'eau quoique d'une manière peu sensible. Il faut , suivant Messieurs les chimistes de Dijon , environ cinq cens parties d'eau pour en dissoudre une partie. L'eau chaude n'en dissout pas davantage. En évaporant cette dissolution , on n'en obtient

point de cristaux semblables à ceux que présente la nature, & l'on n'a que des feuillets, ou des petites aiguilles qui se précipitent à mesure que la liqueur bouillante s'évapore. Les lames que donne l'évaporation de la dissolution du sulfate calcaire sont souvent brillantes, & lorsqu'on les examine de près, elles paroissent formées par des aiguilles très-fines, réunies sur leur longueur.

La baryte a plus d'affinité que la chaux avec l'acide sulfurique, & elle décompose le sulfate calcaire; en versant une dissolution de baryte dans de l'eau chargée de ce sel, il se forme des stries de sulfate barytique.

Les alkalis fixes décomposent également ce sel neutre; en versant un alkali fixe caustique dans une dissolution de sulfate calcaire, il se forme un précipité blanc en flocons comme mucilagineux, qui se rassemblent assez promptement au fond des vases, & que l'on reconnoît aisément pour de la chaux vive par quelques expériences, & sur-tout parce qu'ils se dissolvent dans une grande quantité d'eau; si l'on fait évaporer la liqueur qui surnage, on obtient du sulfate de potasse ou de soude, suivant l'alkali fixe végétal ou minéral qu'on a employé.

L'ammoniaque, qui a moins d'affinité avec tous les acides que n'en a la chaux, ne décom-

pose point le sulfate calcaire si ce sel est très-pur, & si l'ammoniaque employée est très-caustique; car si l'eau dans laquelle le sulfate calcaire est dissous, contient quelque sel, à base de magnésie ou d'alumine comme celle des puits de Paris, l'ammoniaque occasionne un précipité dans ces derniers. Pour réussir dans cette expérience, il faut dissoudre, du spath calcaire dans l'acide sulfurique pur, & étendre ce sulfate de chaux dans de l'eau distillée; l'ammoniaque caustique, versée dans cette dissolution, ou mieux encore le gaz ammoniac qu'on y fait passer, n'y occasionne aucun précipité.

. Le carbonate de potasse est décomposé par le sulfate calcaire qu'il décompose en même-temps. Il y a, donc double décomposition & double combinaison dans ce mélange. L'acide sulfurique quitte la chaux pour s'unir à l'alkali fixe, & former du sulfate de potasse; l'acide carbonique, séparé de la potasse, s'unit à la chaux; & forme avec elle du carbonate calcaire, très-connu sous le nom de *craie*.

Le carbonate de soude décompose de même le sulfate calcaire, & est aussi décomposé par ce sel. Il se forme dans ce mélange du sulfate de soude, par l'union de l'acide sulfurique avec l'alkali minéral, & du carbonate calcaire ou de la craie par la combinaison de la chaux & de l'acide carbonique.

Le carbonate ammoniacal décompose le sulfate calcaire à l'aide des doubles affinités ; tandis que l'acide sulfurique se porte sur l'ammoniaque, la chaux est séparée de l'acide sulfurique par l'acide carbonique, avec lequel elle a une très-grande affinité, & forme avec ce dernier de la craie qui se précipite,

Cette décomposition est si sensible & sa cause est si bien connue depuis les découvertes du célèbre Black, que si l'on laisse quelque tems exposé à l'air un mélange de dissolution de sulfate calcaire & d'ammoniaque caustique, ce mélange dont la transparence reste parfaite dans le moment qu'il est fait, présente bientôt un nuage remarquable à sa surface, en raison de l'acide carbonique qui se précipite de l'atmosphère & qui donne naissance à une double affinité ; le même phénomène a lieu en faisant passer quelques bulles de cet acide gazeux dans la liqueur. Comme on croyoit autrefois que l'alkali volatil concret, ou le carbonate ammoniacal, étoit l'alkali volatil pur : Geofroy, fondé sur ce que ce sel précipite réellement le sulfate calcaire, a cru que cet alkali avoit plus d'affinité avec l'acide sulfurique, que n'en a la chaux.

Le sulfate calcaire est décomposé par un grand nombre de matières combustibles, à l'aide de la chaleur. Le charbon des substances

végétales enlève à l'acide sulfurique l'oxigène avec lequel il a plus d'affinité que n'en a le soufre ; il se dégage de l'acide carbonique dans cette décomposition , & le soufre séparé de l'acide sulfurique s'unit à la chaux, & forme ce qu'on a appelé *hépar calcaire*, & ce que nous nommerons par la suite *sulfure de chaux*.

Les variétés du sulfate calcaire cristallisé sont conservées avec soin dans les cabinets d'histoire naturelle ; on s'en sert après sa calcination , & en la détrempant dans l'eau, pour couler des statues, des modèles, &c. On fait différens meubles assez agréables avec l'albâtre gypseux taillé & poli ; les beaux morceaux de celui de Lagny sont employés à cet usage.

La pierre à plâtre est une des matières les plus utiles que la nature produise. Cette pierre est un mélange de sulfate calcaire , & de carbonate calcaire ou craie. Lorsqu'on l'expose à l'action du feu pour cuire le plâtre, le sulfate calcaire perd son eau de cristallisation & la craie son acide. Le plâtre cuit est donc un mélange de chaux vive & de sulfate calcaire privé d'eau. Lorsqu'on verse de l'eau sur cette substance, ce fluide est absorbé très-rapidement par la chaux ; il en résulte de la chaleur. L'odeur fétide, que l'extinction du plâtre répand, vient d'un peu de soufre formé par l'acide sulfurique,

décomposé par les matières charbonneuses animales ou végétales qui se rencontrent toujours dans la pierre à plâtre; ce soufre dissous par la chaux, forme une espèce de sulfure ou soie de soufre, qui répand l'odeur dont nous parlons. Lorsque la chaux a absorbé assez d'eau pour être dans l'état de pâte, elle enveloppe le sulfate calcaire qui, reprenant une portion de ce fluide, cristallise au milieu de cette pâte. La chaux se desséchant peu-à-peu, prend corps à l'aide des cristaux de sulfate calcaire, & forme l'espèce de mortier qu'on nomme *plâtre*. On conçoit, d'après cette théorie, pourquoi le plâtre doit être cuit à un point particulier; s'il ne l'est pas assez, il ne se lie pas à l'eau, parce que la chaux n'est pas assez vive; s'il l'est trop, la chaux forme avec le sulfate calcaire, une espèce de mauvaise fritte vitreuse, qui ne peut plus s'unir à l'eau; c'est le plâtre brûlé. On conçoit encore que si le plâtre perd sa qualité lorsqu'on le laisse exposé à l'air, c'est que la chaux s'éteint peu-à-peu; on lui rend sa force en le calcinant de nouveau. Enfin, il est facile de sentir pourquoi le plâtre se conserve très-bien dans des lieux secs & chauds, & pourquoi il se détruit & s'enlève par écailles ou par lames dans les endroits humides. Dans ce dernier cas, le sulfate calcaire qui est dissoluble dans l'eau,

perd peu-à-peu sa forme cristalline & sa consistance ; c'est par cette dissolubilité que le plâtre diffère des vrais mortiers , dans lesquels le sable ou le ciment qui en fait la base , n'est pas attaquant par l'eau ; aussi n'emploie-t-on pas le plâtre dans les endroits où il y a de l'eau , comme les bassins , les réservoirs , les terrasses , &c. aussi le plâtre ne conserve-t-il pas sa dureté dans les lieux bas , souterrains , &c.

Sorte II. NITRATE CALCAIRE.

Le nitrate calcaire ou le sel résultant de la combinaison de l'acide nitrique avec la chaux , est beaucoup moins abondant dans la nature que le sulfate calcaire ou la stéatite. On ne le trouve que dans les endroits où se rencontre le nitre alkalin. Il se forme sur les parois des murs , dans les lieux habités par les animaux ; dans les matières animales en putréfaction , dans quelques eaux minérales ; mais comme il est très-soluble & même déliquescent , à mesure qu'il se forme il est dissous par les eaux ; c'est pour cela qu'il existe en grande quantité dans les eaux mères des salpêtriers.

Lorsqu'il est cristallisé régulièrement par le procédé dont nous parlerons plus bas , il présente un solide prismatique à six faces , assez semblable au nitrate de potasse , & terminé par
des

des pyramides dièdres. Il est assez rare de l'obtenir de cette régularité ; le plus souvent il est en petites aiguilles ferrées les unes contre les autres , & dont on ne peut déterminer la forme.

Ce sel a une saveur amère & désagréable ; en quoi il diffère beaucoup du sulfate calcaire. Sa saveur a même quelque chose de frais comme celle du nitrate de potasse.

Il se liquéfie aisément sur le feu & devient solide par le refroidissement. Si on le porte dans l'obscurité , après l'avoir fait ainsi chauffer, il paroît lumineux , & constitue dans cet état le phosphore de Baudouin , *Balduinus*. Si on le met sur un fer rouge , il présente le même phénomène. Jeté sur un charbon ardent , il se liquéfie & détone lentement à mesure qu'il se dessèche. Le nitrate calcaire chauffé pendant long-tems , perd son acide qui se décompose par l'action de la chaleur. En faisant cette opération dans une cornue , dont le bec est plongé sous une cloche pleine d'eau , on obtient de l'air vital , & sur la fin du gaz azotique. Le résidu est de la chaux unie à une certaine quantité d'acide nitreux si l'on n'a employé qu'un feu médiocre & pendant trop peu de tems ; mais on peut obtenir par ce procédé la chaux très-vive , en donnant un très-grand degré de feu , & en le continuant assez long-tems pour décomposer

entièrement l'acide nitreux. Cette décomposition est absolument semblable à celle que l'acide éprouve lorsqu'on distille le nitre de potasse, comme nous l'avons exposé dans l'histoire de ce sel neutre.

Le nitrate calcaire attire très-vîte l'humidité de l'air; aussi est-il nécessaire de le tenir dans des vaisseaux bien fermés, si on veut le conserver en cristaux; on le voit même se fondre assez promptement si l'on débouche trop souvent les flacons qui le contiennent.

Ce sel est très-dissoluble dans l'eau; il ne faut que deux parties de ce fluide froid, pour dissoudre une partie de nitrate calcaire; l'eau bouillante en dissout plus que son poids. Pour l'obtenir cristallisé, il faut faire évaporer sa dissolution, & lorsqu'elle a acquis une consistance un peu moindre que celle de sirop, l'exposer dans un endroit frais; il s'y forme alors des cristaux prismatiques très-allongés, & qui présentent ordinairement des faisceaux dont les aiguilles divergent d'un centre commun. En exposant une dissolution de nitrate calcaire un peu moins évaporée que la précédente, à une température sèche & chaude, il s'y forme à la longue des prismes plus réguliers, & semblables à ceux que nous avons décrits au commencement de cet article.

Le sable & l'argile décomposent le nitrate calcaire, & en séparent l'acide.

La baryte le décompose comme le sulfate calcaire, suivant Bergman; la magnésienne lui fait éprouver aucune altération sensible. M. de Morveau a observé que l'eau de chaux versée dans une dissolution de nitrate calcaire, y occasionne un précipité. Il attribue cet effet au phlogistique de la chaux vive, & il pense que cette dernière a plus d'affinité avec l'acide nitreux, que n'en a la chaux qui lui est unie, & que cet acide a déjà dépouillée de son phlogistique. Ce chimiste n'a malheureusement pas examiné la nature du précipité; cet examen auroit vraisemblablement fourni quelques lumières sur cette singulière expérience. M. Baumé avoit déjà observé qu'une dissolution de spath calcaire dans l'acide nitreux est précipitée par l'eau de chaux, mais il avoit attribué ce phénomène à un peu de terre argileuse, contenue dans le spath. Cet effet dépend ou d'un peu de magnésie, ou de l'avidité du nitre calcaire pour l'eau qu'il enlève à la chaux.

Les alkalis fixes s'emparent de l'acide nitrique du nitrate calcaire, & en précipitent la chaux. L'ammoniaque bien pure ne le décompose pas plus qu'elle ne fait le sulfate de chaux & tous les sels calcaires en général.

L'acide sulfurique en dégage l'acide nitrique avec effervescence. L'on peut obtenir cet acide ainsi dégagé dans un récipient, comme on l'obtient du nitre ordinaire. L'acide sulfurique, versé dans une dissolution de nitrate calcaire, y forme sur-le-champ un précipité de sulfate de chaux, & l'acide nitrique reste libre & à nud dans la liqueur. On ne connoît point encore l'action des autres acides sur ce sel.

Le nitrate calcaire décompose les sels neutres alcalins sulfuriques ; il en résulte du sulfate de chaux & du nitre de potasse ou de soude. Il en est de même du sulfate ammoniacal ; il produit, lorsqu'on le mêle avec une dissolution de nitrate calcaire, du nitrate ammoniacal & du sulfate de chaux. Ce dernier, qui n'est que très-peu dissoluble, se précipitant dans l'instant du mélange, ne laisse aucun doute sur ces doubles décompositions.

Le carbonate de potasse décompose de même le nitrate calcaire qui en désunit en même-tems les principes, & il résulte de cette double décomposition du nitrate de potasse qui reste en dissolution dans la liqueur, & de la craie ou carbonate calcaire qui se précipite.

Le carbonate de soude, qui agit de même sur le nitrate calcaire, donne du nitrate de soude dissous dans l'eau, & du carbonate calcaire ou de la craie qui se précipite.

Le carbonate ammoniacal décompose aussi ce sel, à l'aide des affinités doubles ; il se forme du nitrate ammoniacal & du carbonate de chaux.

Le sulfate de chaux n'altère point le nitrate calcaire ; mais lorsque ces deux sels se trouvent dissous dans la même eau, comme le premier n'est que très-peu dissoluble, & que le second l'est beaucoup, on peut les séparer par la cristallisation ; le sulfate de chaux se précipite d'abord, & le nitrate calcaire ne se cristallise que lorsque la liqueur très-rapprochée se refroidit.

Le nitrate calcaire n'est d'aucun usage : il pourroit être employé en médecine comme un fondant très-actif, & quelques médecins chimistes disent en avoir obtenu des succès, quoiqu'ils n'en connussent pas bien les propriétés.

Sorte III. MURIATE CALCAIRE.

Le muriate calcaire ou le sel formé par la combinaison de l'acide muriatique & de la chaux, qui étoit autrefois nommé très-improprement *sel ammoniac fixe*, *huile de chaux*, &c. se rencontre abondamment dans tous les lieux où se trouve le muriate de soude, & spécialement dans l'eau de la mer, à laquelle il donne cette saveur âcre & amère, qui avoit fait autrefois admettre du bitume dans cette eau ; mais il n'est jamais pur dans ce fluide ; il est toujours mêlé de muriate de magnésie. Si l'on veut se

procurer du muriate calcaire très-pur, il faut combiner immédiatement l'acide muriatique avec la chaux jusqu'au point de saturation.

Ce sel, lorsqu'on l'a dans l'état sec & solide, est sous la forme de prismes à quatre faces striées, terminées par des pyramides très-aiguës. Il a une saveur salée & amère très-désagréable. Exposé à l'action d'un feu doux, il se liquéfie à la faveur de son eau de cristallisation, & il se fige par le refroidissement. A un feu plus fort, il n'éprouve presque pas d'altération. M. Baumé a observé qu'il ne perdoit pas son acide. Mis sur une pelle rouge, il devient lumineux : c'est pour cela qu'on l'a appelé *phosphore de Homberg*.

Le muriate calcaire qui reste dans la cornue après la décomposition du muriate ammoniacal par la chaux, & qu'on appelle *sel ammoniac fixe*, se fond en une espèce de fritte d'un gris légèrement ardoisé, & sans donner d'acide muriatique, quoiqu'on lui fasse éprouver une chaleur capable de vitrifier la surface de la cornue. Cette fritte fait feu avec le briquet, & frottée dans l'obscurité avec de l'acier, elle donne des étincelles phosphoriques.

Il faut observer que ce sel résidu contient ordinairement une portion de chaux excédente à la saturation de l'acide muriatique, parce qu'on emploie plus de chaux qu'il n'en faut pour dé-

composer le muriate ammoniacal. C'est sans doute à cette quantité surabondante de chaux, que ce résidu doit la propriété de donner une fritte vitreuse dure, qui d'ailleurs s'altère & s'humecte à la longue, lorsqu'on l'expose à l'air. Le muriate calcaire, sans excès de chaux, ne prend jamais autant de dureté que ce résidu par l'action du feu, & ne présente point la même phosphorescence que lui.

Le muriate calcaire pur exposé à l'air, en attire promptement l'humidité, & tombe entièrement en déliquium. Il est nécessaire de le tenir dans un vaisseau bien bouché, si l'on veut le conserver sous sa forme cristalline.

Ce sel est très-dissoluble dans l'eau, il ne faut qu'environ une partie & demie de ce fluide froid, pour en dissoudre une de muriate calcaire; l'eau chaude en dissout plus que son poids. En évaporant sa dissolution presque en consistance de sirop, & en la laissant ensuite refroidir lentement, on obtient des cristaux en prismes tétraèdres, de plusieurs pouces de longueur, & qui forment comme autant de rayons partans d'un centre commun; nous ferons observer que cette forme paroît être assez constante dans tous les sels calcaires. Si la liqueur est trop évaporée, & si elle refroidit trop promptement, elle se prend en une masse informe, un peu aiguillée à sa surface.

Une dissolution de muriate calcaire évaporée jusqu'à ce qu'elle donne quarante-cinq degrés à l'aréomètre de M. Baumé, & exposée au frais dans un flacon, dépose des prismes très-réguliers & souvent très-gros : quelquefois lorsqu'elle n'a point encore cristallisé, & lorsqu'on l'agite, elle se prend tout-à-coup en une masse très-solide, & il se dégage beaucoup de chaleur.

La baryte décompose le muriate calcaire, parce qu'elle a plus d'affinité avec l'acide muriatique que n'en a la chaux, d'après les expériences de Bergman. La chaux & la magnésie ne l'altèrent pas.

Les alkalis fixes en précipitent la chaux ; si les deux liqueurs sont concentrées, la chaux, absorbant le peu d'eau qu'elles contiennent, forme presque sur-le-champ une gelée qui devient bientôt très-solide. On donne à cette expérience le nom de miracle chimique, parce qu'elle offre deux fluides qui passent subitement à l'état d'un solide ; mais elle ne réussit bien qu'avec la dissolution de carbonate de potasse & de soude, parce que les alkalis purs & caustiques précipitent la chaux trop divisée.

L'ammoniaque caustique ne décompose pas le muriate calcaire, parce qu'elle a moins d'affinité avec l'acide muriatique que n'en a la chaux, ce que prouve la décomposition com-

plète du muriate ammoniacal par cette substance salino-terreuse.

L'acide sulfurique & l'acide nitrique dégagent l'acide muriatique de ce sel avec effervescence, & l'on pourroit, avec l'appareil distillatoire, obtenir cet acide comme on l'obtient du muriate de soude. La distillation de ce sel terreux avec l'acide nitrique, fournit de l'acide nitro-muriatique ou de l'eau *régale*, à cause de la volatilité des deux acides.

Le muriate calcaire décompose les sulfates de potasse & de soude; il est aisé de s'assurer de ce fait, en mêlant les dissolutions de ces différens sels; il se fait sur-le-champ un précipité que l'on reconnoît pour du sulfate de chaux; la liqueur qui surnage, contient du muriate de soude ou de potasse, qu'on peut obtenir par l'évaporation, & reconnoître même par la saveur de la liqueur qui surnage le sulfate calcaire.

Les carbonates de potasse & de soude décomposent aussi le muriate calcaire. Dans ces mélanges il se fait deux décompositions & deux combinaisons; l'acide muriatique du dernier sel se porte sur la potasse, ou la soude, avec lequel il forme du muriate de potasse ou de soude qui reste en dissolution dans la liqueur; & l'acide carbonique qui abandonne les alkalis

fixes, s'unit à la chaux avec laquelle il forme de la craie ou du carbonate calcaire, qui se précipite. Si le carbonate de potasse ou de soude sont dissous dans une très-petite quantité d'eau, & que la dissolution du muriate calcaire soit aussi très-chargée, le mélange devient épais & gélatineux; ensuite il prend plus de consistance & se durcit même comme une espèce de pierre factice, lorsque les proportions sont exactes pour la saturation réciproque. C'est cette expérience que les premiers chimistes qui l'ont connue ont appelée *miracle chimique*.

Le carbonate ammoniacal décompose le muriate calcaire par une double affinité, comme nous l'avons expliqué pour le sulfate & le nitrate calcaires. L'ammoniaque s'unit à l'acide muriatique, & forme du muriate ammoniacal qui reste en dissolution dans la liqueur, tandis que l'acide carbonique combiné avec la chaux forme du carbonate calcaire qui se précipite.

Le muriate calcaire dissous dans l'eau avec le nitrate calcaire est difficile à séparer de ce dernier, parce que la loi de cristallisation est la même pour ces deux sels; mais on conçoit très-bien que s'il étoit dissous avec le sulfate de chaux, il seroit aisé de les obtenir séparément, parce que ce dernier sel ne cristallisant que par évaporation, laisseroit à la fin de cette

opération le muriate calcaire pur, qui cristallise par refroidissement. Il est important de faire cette remarque, parce que ces deux sels se trouvent fréquemment en dissolution dans la même eau minérale.

Le muriate calcaire n'a été jusqu'aujourd'hui que très-peu en usage. Comme il existe en assez grande quantité dans le sel de gabelle, que l'on recommande comme un purgatif fondant dans le vice scrophuleux, j'ai fait voir que ce dernier sel lui doit une partie de ses propriétés. J'ai ajouté que la saveur forte du muriate calcaire & sa grande dissolubilité promettoient des effets très-utiles de ce sel dans toutes les maladies où il s'agit de fondre, & d'altérer la nature des humeurs. Il seroit fort à désirer que les médecins en connussent les propriétés & en fissent usage dans un grand nombre de cas, où les fondans ordinaires n'ont souvent que des effets peu marqués, & sur-tout dans ceux où l'on ne peut pas se permettre les remèdes mercuriels. J'ai réuni ce que l'expérience m'a déjà appris sur les vertus de ce sel fondant, dans un mémoire inséré parmi ceux de la société royale de médecine, pour les années 1782 & 1783.

Sorte IV. BORATE CALCAIRE.

On peut appeler ainsi la combinaison de l'acide

sédatif ou boracique avec la chaux ; ce sel n'a point du tout été examiné, quoiqu'il soit certain que l'acide boracique est susceptible de s'unir à la chaux, puisque cette dernière décompose le borax de soude, ainsi que nous l'avons dit. MM. les chimistes de l'académie de Dijon ont observé que l'acide boracique concret, traité au feu avec la chaux éteinte, a donné une matière foiblement agglutinée & sans adhérence au creuset. Cette matière jetée dans l'eau n'a pas présenté les phénomènes de la chaux, ce qui prouve qu'il y avoit une véritable combinaison. M. Baumé dit avoir saturé de l'eau de chaux avec du sel sédatif ; cette liqueur évaporée à l'air, ne lui a point donné de cristaux, mais des pellicules jaunâtres qui avoient une foible saveur d'acide boracique. Enfin, MM. les académiciens de Dijon ont fait digérer au bain de sable, de l'eau chargée de cet acide sur de la chaux éteinte à l'air. Cette dissolution filtrée a donné un précipité blanc & abondant par l'alkali fixe. Ces diverses expériences ne font qu'indiquer la dissolubilité de la chaux par l'acide boracique, & ne nous apprennent rien sur les propriétés du sel neutre qui résulte de cette combinaison.

Sorte V. SPATH FLUOR OU FLUATE CALCAIRE.

Cette espèce de sel est la combinaison d'acide fluorique avec la chaux. Il est répandu fort abondamment dans la nature. On le rencontre surtout dans les environs des mines, dont il indique même la présence. Il a été regardé jusqu'à présent comme une matière pierreuse, en raison de son insipidité, de sa dureté & de son indissolubilité. On l'a appelé *spath*, parce qu'il a la forme & la cassure spathique; *fluor ou fusible*, parce qu'il se fond très-bien, & est même employé avec succès dans les travaux des mines; *vitreux*, parce qu'il a l'aspect du verre, & d'ailleurs parce qu'il en forme un assez beau par la fusion; *cubique*, parce qu'il a toujours cette forme; enfin *phosphorique*, parce que chauffé & porté dans l'obscurité, il y paroît lumineux. Avant la découverte de Schéele, le spath vitreux bien distingué par les mineurs de toutes les autres matières minérales, à cause de sa fusibilité, avoit été confondu par les naturalistes, soit avec les gypses, soit avec les spaths calcaires, soit avec les spaths pesans, qu'on a aussi appelés *fusibles*. Le célèbre Margraf avoit cependant distingué ce sel d'avec le spath pesant, en adoptant pour le premier, le nom de spath fusible vitreux, & pour le second, celui

de spath fusible phosphorique ; & l'on doit rendre à ce chimiste l'hommage des premières découvertes faites sur les propriétés du fluat calcaire.

Ce sel est ordinairement sous la forme de cristaux cubiques de diverses couleurs, très-réguliers, d'une transparence glaceuse & vitreuse : sa cassure est spathique, & l'on y observe des plaques cubiques & comme gercées à sa surface. Il se brise par le choc du briquet ; il se rencontre toujours dans les mines, & il leur sert souvent de gangue. Quelquefois il est opaque & en masses irrégulières. Sa pesanteur est plus considérable que celle de toutes les matières salines que nous avons examinées jusqu'à présent ; il est quelquefois nué, veiné, taché, & plus souvent entièrement coloré en vert, en rose, en violet, en rouge, &c.

On peut distinguer dix variétés principales de cette substance parmi celles que la nature nous présente.

Variétés.

1. Fluat calcaire ou spath vitreux cubique, blanc & transparent.
2. Fluat calcaire ou spath vitreux cubique, blanc & opaque.
3. Fluat calcaire ou spath vitreux cubique, jaune ; fausse topaze.

Variétés.

4. Fluate calcaire ou spath vitreux cubique , rougeâtre ; faux rubis.
5. Fluate calcaire ou spath vitreux cubique , vert pâle ; fausse aigue-marine.
6. Fluate calcaire ou spath vitreux cubique , vert ; fausse émeraude.
7. Fluate calcaire ou spath vitreux cubique , violet ; fausse améthyste.
8. Fluate calcaire ou spath vitreux octaèdre , dont les pyramides sont tronquées.

Je possède un cristal de cette espèce , qui est demi-transparent & un peu noirâtre.

9. Fluate calcaire ou spath vitreux en masse lamelleuse irrégulière.

Il est presque toujours d'un vert clair , ou violet : il forme la gangue de plusieurs mines , il est quelquefois roulé.

10. Fluate calcaire ou spath vitreux en couches de différentes épaisseurs , & colorées diversement.

Ces différentes variétés de fluate calcaire ne font , pour la plus grande partie , qu'une seule & même substance saline , c'est-à-dire la combinaison de l'acide fluorique avec la chaux. Cependant comme elles sont formées par la nature , on y trouve ordinairement par une analyse exacte plusieurs matières étrangères , comme de la terre silicee , de l'argile & du fer.

C'est en général le caractère de tous les produits naturels. L'Angleterre est fort riche en fluat calcaire.

Ce sel terreux exposé à un feu doux, acquiert une propriété phosphorique assez marquée; mais si on le chauffe jusqu'à le faire rougir, il la perd entièrement, sa couleur verte ou violette se dissipe en même-tems, il devient gris & friable; si on le chauffe brusquement, il décrépite presque aussi vivement que le muriate de soude. Lorsqu'on jette du fluat de chaux en poudre sur un fer chaud, il présente une lueur bleuâtre ou violette qui passe promptement. Une nouvelle chaleur ne donne plus le même phénomène sur celui qui l'a déjà présenté.

Une chaleur forte fait fondre ce sel en un verre transparent & uniforme; ce verre adhère aux creusets. On peut fondre un quart de son poids de quartz fin avec le fluat calcaire; c'est pour cela qu'il est employé comme fondant dans les mines.

Le fluat calcaire n'est point altérable à l'air, ni dissoluble dans l'eau.

Il sert de fondant aux matières terreuses & salino-terreuses. Les alkalis fixes purs ne peuvent le décomposer, parce que la chaux a plus d'affinité avec son acide que n'en ont ces sels, suivant Bergman, L'acide

L'acide sulfurique concentré en dégage l'acide fluorique, & c'est le moyen dont on se sert ordinairement pour obtenir cet acide. On met dans une cornue de verre une partie de fluat calcaire en poudre, avec trois parties d'acide sulfurique; le mélange s'échauffe peu-à-peu, il se produit une effervescence, & il se dégage des vapeurs d'acide fluorique. Cette distillation s'établit sans chaleur étrangère, & il se sublime dans le récipient, une substance blanche, comme effleurie, & déposée par le gaz acide. On donne le feu, & on obtient de l'acide fluorique concentré, qui se couvre d'une pellicule terreuse, épaisse, semblable à l'efflorescence blanche dont nous avons parlé, lorsqu'il tombe goutte à goutte dans l'eau qu'on a soin de mettre dans le récipient. On peut obtenir cet acide sous la forme de gaz, lorsqu'on plonge le bec de la cornue sous une cloche pleine de mercure. Cet acide aériforme est transparent, & ne laisse précipiter la terre qui lui est unie, que lorsqu'on le met en contact avec de l'eau. On conçoit d'après cela pourquoi l'acide fluorique liquide dépose dans le ballon des croûtes pierreuses, puisqu'il ne peut les tenir en dissolution, toutes les fois qu'il est combiné avec l'eau. Nous avons vu que cette terre qui est de nature filicée appartient aux vases de verre que l'acide fluorique

corrode, & qu'elle n'est point le produit de la combinaison de l'acide avec l'eau, comme l'avoit d'abord pensé Schéele. Lorsque la distillation est finie, on observe que le résidu est dur, blanc ou rougeâtre, par plaques, & que la cornue est trouée ou corrodée très-sensiblement. Cette observation n'avoit point échappé à Margraf; & si l'on examine par les différents moyens la nature du résidu, on reconnoît que c'est du sulfate calcaire mêlé à de la filice, souvent même à de l'alumine & à un peu de magnésie. Ces deux dernières substances semblent, ainsi que le fer, n'être qu'accidentelles dans le fluaté calcaire. La croûte déposée par l'acide fluorique est de nature silicee, puisqu'elle n'est ni fusible, ni dissoluble dans les acides, & puisque les alkalis fixes la fondent en verre blanc & durable. Les détails de cette expérience font voir qu'il est impossible de distiller une grande quantité de cet acide; j'ai essayé plusieurs fois d'opérer sur une livre de fluaté calcaire, pour obtenir une bonne quantité d'acide fluorique, & n'ayant jamais trouvé de cornue capable de résister à cet agent corrosif, j'ai été obligé de renoncer entièrement à cette distillation.

L'acide nitrique décompose le fluaté calcaire, mais avec des phénomènes très-différens,

suivant M. Boullanger ; puisqu'on n'observe point de croûte dans cette opération, comme dans celle qui est faite avec l'acide sulfurique. On n'a point encore bien examiné les détails de cette expérience.

L'acide muriatique sépare également l'acide fluorique, suivant Schéele ; mais il n'a point insisté sur les phénomènes de cette décomposition.

On ne connoît point encore l'action du plus grand nombre des sels neutres sur le fluat calcaire. On sait seulement que les carbonates de potasse & de soude le décomposent à l'aide d'une double affinité, tandis que les alkalis fixes caustiques ne le décomposent pas. En fondant une partie de ce fluat, avec quatre parties de carbonate de potasse, & en jettant ce mélange fondu dans l'eau, il se précipite du carbonate de chaux formé par l'acide carbonique uni à la chaux du fluat calcaire, & la liqueur contient du fluat de potasse qu'on peut obtenir sous forme de gelée par l'évaporation. Ce procédé répété avec le carbonate de soude fournit également du carbonate de chaux & du fluat de soude que l'on obtient cristallisé en évaporant la liqueur.

Le fluat calcaire n'est d'usage que dans quelques pays de mines, où on l'emploie comme un très-bon fondant. On pourroit aussi

s'en servir au même usage dans les travaux docimaïliques.

Sorte VI. CARBONATE DE CHAUX ou CRAIE;
MATIÈRES CALCAIRES EN GÉNÉRAL.

Le spath calcaire, le marbre, la craie, & tout ce qu'on appelle en général matière calcaire, est un sel neutre formé par l'union de l'acide carbonique avec la chaux: il faut donc appeler ce sel *carbonate de chaux* ou *carbonate calcaire*. Cette substance a été mise au rang des pierres par les naturalistes, parce qu'ils ne lui avoient reconnu aucune propriété saline. Cependant nous verrons qu'elle a une sorte de faveur, qu'elle est dissoluble dans l'eau, qu'elle peut être décomposée, & qu'elle fournit dans son analyse une grande quantité d'acide carbonique, & la substance salino-terreuse que nous avons connue sous le nom de chaux. Comme le spath calcaire est la dernière modification d'une matière très-variée dans sa forme, & qui passe par beaucoup d'états différens avant d'être régulièrement cristallisée, il est nécessaire de considérer en général les substances calcaires, ou crétacées (1).

(1) Je crois qu'on devrait appeler *crétacées* toutes les substances que l'on désigne ordinairement en histoire naturelle par le nom de *calcaires*; en effet, le premier mot

Aucune partie de l'histoire naturelle n'offre un champ plus vaste à parcourir, un ensemble plus complet de connoissances positives que celle des matières calcaires. Une longue observation qui ne s'est jamais démentie, & sur-tout la possibilité de suivre pas à pas la marche de la nature dans la formation de ces matières, ont appris que le sein des mers est le laboratoire où elles sont sans cesse travaillées. Parmi le grand nombre d'animaux que ces immenses amas d'eaux nourrissent, il en est plusieurs classes dont les individus, multipliés presque à l'infini, semblent destinés à ajouter à la masse de notre globe. Tels sont les vers à coquille, les madrépores, les lithophites dont les parties solides examinées par l'art du chimiste, quelque temps après qu'ils ont cessé de vivre, présentent

indique la combinaison saline neutre formée par la chaux & l'acide carbonique, c'est-à-dire, la craie, *creta*; le second appartient en propre à la chaux, *calx*, qui fait la base de ce sel. L'expression *matière ou terre calcaire* devoit donc être réservée pour la chaux vive, & celle de *matière craieuse ou crétacée* distingueroit la combinaison de la chaux avec l'acide de la craie; mais on ne peut pas se flatter de faire adopter de sitôt ces deux expressions qui ont toujours été synonymes, quoiqu'elles dussent être appliquées à des substances vraiment différentes, & quoiqu'elles fussent susceptibles d'enrichir notre langue.

tous les caractères des substances calcaires. C'est la base de ces espèces de squelettes marins qui produit, par leur entassement successif, les montagnes entièrement formées de ces matières. Quoiqu'il y ait bien loin de l'état naturel de ces êtres animés, jusqu'à la cristallisation du spath calcaire, quoiqu'il soit difficile d'apercevoir au premier coup-d'œil la différence étonnante qui existe entre la substance molle & pulpeuse de ces animaux vivans, & la dureté de ces masses pierreuses qu'ils forment avec le tems, & qui sont destinées à donner de la solidité à nos édifices les plus durables, il est cependant possible de se former une idée des nuances d'altération par lesquelles ils passent pour se confondre avec les corps minéraux. Voici comment on peut concevoir ces dégradations depuis l'organisation animale agissante, jusqu'au dépôt régulier qui forme peu-à-peu le carbonate de chaux transparent & cristallisé, c'est-à-dire le spath calcaire.

Les eaux de la mer, en se balançant suivant les loix d'un mouvement qui nous est encore inconnu, se déplacent insensiblement, & changent de lit. Elles quittent un rivage qui s'agrandit peu-à-peu pour s'avancer sur une terre, dont l'étendue diminue en même proportion. Ce fait est démontré dans la savante théorie de

la terre de M. de Buffon. A mesure que les eaux abandonnent une partie de leur lit, elles laissent à découvert des fonds sur lesquels leurs mouvemens variés, & si bien appréciés par l'homme célèbre que nous venons de citer, ont formé des couches, par le dépôt successif des parties solides, ou des squelettes des animaux marins. Ces couches sont presque entièrement remplies de coquilles, dont la putréfaction détruit bientôt le gluten animal, & qui alors ayant perdu leurs couleurs, le poli de leur surface interne, & sur-tout leur consistance, sont devenues friables, terreuses, & ont passé à l'état de fossiles; delà la production des terres coquillières & des pierres de la même nature.

Ces pierres, usées par les eaux, perdent peu-à-peu la forme organique, deviennent de plus en plus friables, & forment bientôt une matière d'un grain peu cohérent, & que l'on appelle *craie*. Lorsqu'une pierre coquillière a acquis assez de dureté pour être susceptible de poli, & que les coquilles qui la composent ont pris diverses couleurs, en conservant leur organisation, elle continue alors les *lumachelles*. Si les traces de l'organisation sont tout-à-fait détruites, si la pierre est dure, susceptible de poli, on la connoît sous le nom de *marbre*. L'eau chargée de craie, la dépose sur tous les corps sur lesquels

elle coulé, & forme les *incrustations*. Lorsqu'elle se filtre à travers les voûtes des cavités souterraines, elle produit des dépôts blancs, opaques, formés de couches concentriques, dont l'ensemble est conique & semblable à des culs-de-lampes; ce sont les *stalactites*. Si ces dernières, réunies en grande masse, & remplissant des cavernes, séjournent pendant long-tems dans la terre, elles acquièrent une dureté considérable, & donnent naissance à l'*albâtre*. Enfin lorsque l'eau, qui tient une craie très-fine & très-atténuée en dissolution pénètre lentement des cavités pierreuses, elle déposera cette substance, pour ainsi dite, molécule à molécule, & ces petits corps se rapprochant par les surfaces qui se conviendront le mieux, prendront un arrangement symétrique & régulier, & formeront des cristaux durs, transparens, semblables à ceux des matières salines; on les désigne sous le nom de *spaths calcaires*. C'est-là le dernier degré d'atténuation de la craie, l'état où elle est le plus éloignée de son origine animale, & dans lequel elle ressemble le plus à un véritable sel.

Ces passages si variés & si nombreux de la substance crétacée, dont la considération fournit de si grandes vues au naturaliste, sur l'antiquité du globe, sur ses altérations, sur l'empire

du règne animal, qui constitue une grande partie de la surface & de ses couches externes, ne présentent cependant aux yeux du chimiste qu'une seule matière semblable à elle-même, un seul & unique sel neutre, formé de chaux & d'acide carbonique. Nous allons le considérer sous ce double point de vue.

§. I. *Histoire naturelle des substances calcaires*(1).

Avant d'entrer dans le détail des matières calcaires, il est bon de jeter un coup-d'œil général sur leur disposition dans le globe. Ces substances forment des couches plus ou moins étendues, horizontales ou inclinées, qui portent manifestement l'empreinte de l'action des eaux. Ces couches composent des montagnes entières, des collines, &c. & forment une grande partie de l'écorce du globe. Elles attestent que les eaux de la mer ont recouvert notre terre, & y ont déposé une immense quantité de dépouilles

(1) Quoique dans l'histoire des terres & des pierres, nous ayons déjà présenté des divisions méthodiques des matières calcaires rangées ordinairement dans cette classe par les naturalistes, nous croyons devoir offrir dans cet article de nouvelles divisions sur ces matières, parce qu'elles sont relatives à d'autres considérations que celles qui ont guidé les méthodistes dans leurs travaux.

de ses habitans. Les eaux en se filtrant à travers ces masses calcaires, en entraînent des portions, & vont les distribuer plus profondément dans les cavités souterraines, sous les différentes formes que nous allons examiner. Leurs caractères généraux donnés par les naturalistes, & très-propres à les faire distinguer, sont tirés de deux propriétés remarquables; elles n'étincèlent point sous le briquet, & elles font effervescence avec les acides. Comme d'après ce que nous avons dit, la forme de ces matières calcaires est assez multipliée, il est indispensable de les diviser en plusieurs genres. Nous en reconnoissons six (1).

Genre I. *TERRES ET PIERRES*
COQUILLIÈRES.

Ces substances ont été rangées parmi les pierres, parce qu'elles n'ont ni saveur, ni dissolubilité apparentes; mais leur analyse démontre qu'elles sont véritablement salines, ainsi que

(1) On sera peut-être étonné de trouver de nouvelles divisions de genres, dans l'histoire d'une sorte de sel; mais on doit observer que ces genres ne sont que relatifs à l'histoire naturelle, & qu'ils doivent en effet être rapportés à l'espèce de sel neutre dont nous examinons les propriétés chimiques.

tous les autres genres suivans. On les reconnoît à la forme organique ; souvent les coquilles y sont encore tout entières , & la pierre n'est qu'un amas de ces corps organisés ; quelquefois même elles ont conservé une partie de leurs couleurs. Il arrive aussi qu'on trouve de ces animaux , dont les analogues n'existent plus vivans dans l'intérieur des mers , tels que plusieurs espèces de cornes d'Ammon & de Nautilles en général. Il existe au contraire en Europe & en France des coquilles fossiles dont on connoît les individus analogues vivans en Amérique. Quelques naturalistes ont fait des divisions très-étendues des coquilles fossiles ; mais comme elles sont semblables à celles de ces animaux vivans , nous en traiterons ailleurs. Il existe aussi parmi les débris fossiles des animaux marins , des corps dont la forme & l'organisation ne peuvent être en aucune manière rapportées à aucun habitant connu de la mer. Quoique nous n'ayons point encore d'Ouvrage complet sur les animaux fossiles , & quoique cette partie de l'Histoire Naturelle n'ait pas été traitée avec autant de soin & de précision que la Minéralogie , les descriptions d'un assez grand nombre de ces corps fussent pour prouver qu'il a existé dans les mers des animaux dont l'espèce a été détruite.

Lorsque les corps fossiles calcaires paroissent

manifestement avoir appartenu à des animaux connus, on leur donne alors un nom relatif à leur origine, & formé ordinairement de celui de la classe d'animaux à laquelle ils appartiennent, en ajoutant un mot qui désigne leur état pierreux; tel est celui de *madréporites*, &c. mais il faut observer que les os de l'homme, des quadrupèdes, des oiseaux, des poissons qui ont été enfouis dans la terre, & qu'on connoît aussi sous le nom de fossiles, ne sont point de nature crétacée; ils conservent leur caractère de phosphate calcaire; ainsi, les *ornitholithes*, les *ichthyolithes*, &c. ne doivent point être rangées parmi les substances crétacées.

Dans la description des substances organiques fossiles dont on ne connoît pas l'origine, on leur a donné des noms particuliers pris de leur forme. Telles sont les pierres *judaïques*, que quelques personnes croient être des pointes d'oursins; les pierres *numismales* ou *liards de Saint-Pierre*, semblables à des pièces de monnoie, & qui ne paroissent être que des petites cornes d'Ammon appliquées les unes sur les autres; le *bézoard fossile*, espèce de masse arrondie ou de concrétion par couches concentriques; le *ludus Helmontii* dont les aréoles semblent avoir été formées par la retraite & le desséchement d'une matière terreuse, molle, & remplies par de la

terre calcaire ; les *trochites*, *entroques* & *astroites*, qui proviennent d'un zoophyte , nommé *palmier marin* ; les *pisolithes*, *oolites* ou *méconites*, que l'on croit être des œufs de poissons ou d'insectes pétriliés , mais dont la véritable origine est inconnue.

Comme on rapportoit aussi à ce genre de pierres vraiment calcaires , toutes les substances pétriliées , à quelques animaux qu'elles eussent appartenu ; on connoît en histoire naturelle des *gammariolites*, des *cancrites*, des *entomolites*, des *amphibiolites*, des *zoolites*, des *antropolites*. Mais depuis les nouvelles découvertes sur les os , ces matières ne doivent plus être rapportées à la craie , ainsi que nous l'avons déjà exposé ; il en est de même des *glossopètres* ou *dents de requins pétrifiées*, de l'ivoire ou *unicornu fossile*, qui vient des dents d'éléphants ; des *turquoises* ou *des os colorés en vert & en bleu* ; des *crapaudines*, pierres grises ou jaunâtres & creuses , qui , d'après M. de Jussieu , sont les couronnes des dents molaires du poisson du Brésil appelé *Grondeur* ; & des *yeux de serpens* qui appartiennent , suivant ce naturaliste , aux dents incisives du même poisson.

D'après ces détails , ce genre peut être réduit à deux sortes sous lesquelles on pourra comprendre toutes les variétés possibles.

Sortes.

1. Coquilles entières ou fossiles.

On y distingue différentes nuances d'altérations, pour les couleurs, le brillant, la dureté, &c. Il faut y comprendre les madrepores & toutes les habitations calcaires de polypes dans l'état de fossiles.

2. Falun ou cron.

Coquilles brisées & sous la forme de terres le sol d'une partie de la Touraine & de plusieurs autres provinces de la France, est entièrement de cette nature. On emploie ces terres comme un très-bon engrais.

Genre II. *TERRES ET PIERRES*
CALCAIRES.

Elles sont formées par les matières du premier genre usées & déposées par les eaux. On les trouve disposées par couches ou par bancs dans l'intérieur de la terre. Nous suivons M. Daubenton dans la distinction des différentes sortes.

Sortes.

1. Terre calcaire compacte ; craie.

Elle varie par la couleur & la finesse du grain ; on l'emploie à beaucoup d'usages domestiques.

2. Terre calcaire spongieuse , moëlle de pierre.

Sortes.

3. Terre calcaire en poudre ; farine fossile.

4. Terre calcaire en bouillie ; lait de lune.

5. Terre calcaire molle ; tuf.

Il durcit & blanchit en se séchant.

6. Pierre calcaire à gros grains.

Celle d'Arcueil en fournit un exemple. On y trouve des coquilles à demi-brisées.

7. Pierre calcaire à grain fin.

La pierre de Tonnerre en est une variété.

Sans entrer dans des détails inutiles, on conçoit que la couleur, la dureté & les usages divers auxquels on emploie ces terres & ces pierres, donnent un grand nombre de variétés qu'on connoît sous différens noms. En général elles servent à faire de la chaux, à la construction des édifices, &c. &c.

Genre III. MARBRE.

Les marbres diffèrent des pierres calcaires proprement dites, par leur dureté un peu plus considérable. Comme elles, ils n'étincèlent pas sous le briquet, ils font effervescence avec les acides, & leur cassure est grenue. Mais leur grain est beaucoup plus fin & plus serré ; leurs couleurs sont plus brillantes, & ils prennent un plus beau poli. Tout le monde connoît les usages du marbre dans la sculpture, l'archi-

tecture, &c. On l'emploie aussi dans quelques pays pour faire de la chaux.

Sortes.

1. Lumachelle.

Ce nom a été donné par les italiens à une espèce de marbre formé par des coquilles agglutinées.

2. Brèche.

C'est un marbre composé de petites masses arrondies, liées par un ciment de même nature.

3. Marbre proprement dit.

On n'y trouve ni les coquilles des lumachelles, ni la composition en masses arrondies des brèches ; ses taches sont irrégulières : il est souvent veiné. M. Daubenton divise les marbres par le nombre & la combinaison des couleurs, en comprenant sous la même dénomination les lumachelles & les brèches.

1°. En marbre de six couleurs : ex. blanc, gris, vert, jaune, rouge & noir ; marbre de Wirtemberg.

2°. En marbre de deux couleurs : ex. blanc, gris ; marbre de Carare.

3°. En marbre de trois couleurs : ex. gris, jaune & noir ; lumachelle.

4°. En marbre de quatre couleurs : ex. blanc, gris, jaune, rouge ; brocatelle d'Espagne.

5°. En marbre de cinq couleurs : ex. blanc, gris,

Sortes.

gris , jaune , rouge , noir ; brèche de la vieille Castille.

4. Marbre figuré.

Il représente des ruines comme le marbre de Florence , ou des herbes comme celui de Hesse.

On observera que les couleurs du marbre dépendent presque toujours du fer qui a été interposé entre ses grains ; cette substance quoique susceptible d'un assez beau poli , est très-poreuse ; tout le monde sait qu'il se tache très-facilement ; c'est sur cette propriété qu'est fondé l'art d'y dessiner des fleurs colorées , & de les teindre de beaucoup de couleurs variées.

Souvent le marbre est mêlé de quelques fragmens de pierre dure , telles que le quartz , le filix ; alors la partie qui contient ces fragmens fait feu avec le briquet ; j'ai trouvé fréquemment ce caractère dans plusieurs espèces de marbre noir.

Genre IV. CONCRÉTIONS.

Les concrétions sont formées irrégulièrement , par un dépôt plus ou moins lent , de la matière calcaire chariée par les eaux , à la surface d'un corps quelconque. Elles ne sont point disposées par grandes couches , mais par frag-

mens en masses d'abord isolées, qui peu-à-peu se rapprochent & se confondent en augmentant d'étendue.

Sortes.

1. Incrustations.

Les eaux très-chargées de craie la déposent à la surface de tous les corps sur lesquels elles coulent; les incrustations peuvent donc avoir toutes les formes possibles, suivant les substances qui leur ont servi de noyau. Telles sont celles des eaux d'Arcueil; telle est l'osteocolle, &c.

2. Stalactites.

Elles sont formées lentement & par couches concentriques, déposées par les eaux, aux voutes des cavernes, &c. elles diffèrent entr'elles par la grosseur, la transparence ou l'opacité, le grain, la couleur, la forme. Elles sont en général pyramidales & creuses. Le *flos-ferri* est la plus pure de toutes. Lorsqu'elles sont collées le long des parois des cavités souterraines, on les nomme *congélations*: déposées sur le sol, elles portent celui de *stalagmites*.

3. Albâtre.

L'albâtre paroît formé par les stalactites les plus pures, enroulées pendant long-tems. Il est moins dur que le marbre; lorsqu'il est poli, sa surface paroît grasse & huileuse. Il est manifest-

tement composé de couches qui ont différentes directions. Il a toujours une transparence plus ou moins grande, qui le distingue des marbres; mais elle n'égale jamais celle de quelques spaths. L'albâtre a d'ailleurs tous les caractères des pierres calcaires. On en fait des vases & des statues. On peut en distinguer beaucoup de variétés.

Variétés.

1. Albâtre oriental.

C'est le plus transparent & le plus dur.

2. Albâtre occidental.

Il est moins beau & moins pur que le précédent.

3. Albâtre taché de différentes couleurs.

4. Albâtre ondé.

On l'appelle aussi albâtre d'agate.

5. Albâtre fleuri.

Il présente des espèces d'herborisations.

Genre V. *SPATH CALCAIRE*.

Le spath calcaire diffère des quatre genres précédens, par sa forme le plus souvent régulière, & sur-tout par sa cassure. Il est formé de lames appliquées les unes sur les autres, & très-apparentes dans sa fracture. Il s'égrène par le contact du briquet.

Sortes.

1. Spath calcaire opaque.

Il est blanc ou coloré de diverses manières ; il est ordinairement formé de lames rhomboïdales.

2. Spath calcaire transparent rhomboïdal ;
- cristal d'Irlande.

Il double les objets.

3. Spath calcaire prismatique sans pyramides.

Ce sont des prismes hexaèdres tronqués, dont les faces sont égales ou inégales, & dont quelquefois les angles sont coupés de sorte qu'ils forment des prismes à douze faces ; ce qui donne trois variétés.

4. Spath calcaire en prismes terminés par deux pyramides.

Il y a un assez grand nombre de variétés de ce spath. Quelques-unes sont des prismes hexaèdres, terminés par des pyramides aussi hexaèdres, ou entières, ou tronquées. D'autres présentent, à l'extrémité des mêmes prismes hexaèdres, des pyramides trièdres, entières ou tronquées, ou des sommets dièdres. Enfin, il en est dont les prismes quadrangulaires sont terminés par des sommets dièdres. Toutes ces variétés peuvent offrir une ou deux pyramides, suivant leur position.

Sortes.

5. Spath calcaire pyramidal.

Celui-ci est formé d'une ou de deux pyramides réunies sans prisme intermédiaire. La forme hexaèdre ou triangulaire de ces pyramides, l'inégalité de leurs faces, leurs angles souvent tronqués, établissent un grand nombre de variétés (1).

6. Spath calcaire dodécaèdre.

Ce spath, qui ressemble à une espèce de grenat ou de marcassite paroît être formé de deux pyramides pentagones tronquées, & réunies par leur base.

7. Spath calcaire en stries.

C'est un amas de longs prismes rassemblés en faisceaux, & qui ne présentent point de forme régulière qu'il soit possible de déterminer.

(1) Si l'on veut prendre une idée des variétés de forme que l'on peut distinguer dans les spaths, & du grand nombre d'espèces que l'on pourroit en faire, si l'on avoit égard à ces nuances de forme, on peut consulter l'Ouvrage anglois de M. Hill, qui a pour titre : *The History of fossils, containing the history of metals, and gems*, &c. London, 1748, in-fol. cum tab. æneis. M. Romé de Lisle en a donné un extrait dans la première édition de sa Cristallographie, page 131 & suiv. page 191 & suiv. relativement au spath calcaire, & au cristal de roche. Il démontre que la méthode de M. Hill est défectueuse, embarrassante ; &c.

Sortes.

Le *lapis fuillus* des suédois appartient à cette sorte.

8. Spath calcaire lenticulaire.

Ce sont des cristaux plats, disposés obliquement les uns à côté des autres. M. Romé de Lisle le croit une variété du spath prismatique hexaèdre, terminé par deux pyramides triangulaires obtuses, placées en sens contraire. *Crystallogr. pag. 123, prem. édit.*

§. II. Propriétés chimiques du carbonate calcaire.

Comme les propriétés chimiques tiennent à la combinaison ou aux principes des corps, il faut donner à ceux-ci des noms qui expriment leur nature ; d'après cette considération, les diverses matières calcaires que nous avons désignées doivent être confondues chimiquement sous la dénomination de carbonate calcaire : c'est sur le spath calcaire le plus transparent ou sur le marbre blanc pur, que l'on doit faire les expériences qui établissent les propriétés de ce sel terreux.

Pour soumettre du carbonate calcaire à l'analyse, il faut en détruire l'aggrégation en le réduisant en poudre. Sous cette forme, il est blanc & opaque ; il n'a pas de saveur marquée, cependant il resserre un peu les fibres du palais

& de la langue, lorsqu'on le tient pendant quelque tems dans la bouche.

Ce sel terreux exposé à l'action du feu, perd son acide & son eau de cristallisation. Si on le chauffe brusquement, il décrépite & perd sa transparence. En le distillant dans une cornue, on en retire de l'eau & beaucoup d'acide carbonique gazeux; mais il faut une chaleur considérable pour dégager ce dernier. Après cette opération, la matière calcaire est réduite à l'état de chaux vive; on peut réformer ce sel en combinant cette dernière avec l'acide qu'on a obtenu de sa décomposition. La distillation de la craie, qui ne diffère du spath calcaire que par son peu de cohérence & son opacité, a été faite par M. Jacquin. M. le duc de la Rochefoucauld, qui l'a répétée avec beaucoup de soin, a observé que les cornues de grès laissoient échapper une partie de l'acide carbonique aériforme. M. Priestley a constaté ce fait par plusieurs expériences très-exactes. On peut se servir d'une cornue de fer, ou d'un canon de fusil, mais on obtient toujours un peu de gaz inflammable ou hydrogène, produit par l'action de l'eau contenue dans la craie sur le fer.

Le carbonate calcaire exposé à un grand feu dans des creusets d'argile, est susceptible de se fondre en verre autour des parois de ce vaisseau.

M. d'Arcet en a fondu plusieurs sortes en un verre transparent marqué de quelques taches ; mais comme Macquer a observé que ce sel terreux n'a point été fondu au foyer de la lentille de M. de Trudaine, on ne peut douter que la fusion obtenue par M. d'Arcet, ne fût due à l'argile des creusets.

Le carbonate calcaire n'est point altérable par l'air pur. Mais le contact de l'atmosphère humide, joint aux rayons du soleil, lui fait perdre sa transparence, & la cohésion de ses lames. Sa surface prend les couleurs de l'iris, s'obscurcit & se délite peu-à-peu.

Il ne paroît pas dissoluble dans l'eau. La craie, que l'art ne parvient pas plus à dissoudre dans ce fluide pur que le carbonate calcaire, est cependant tenue en dissolution par les eaux qui coulent à travers ces substances ; quelques-unes même en contiennent une quantité notable. Telles sont celles d'Arcueil aux environs de Paris ; elles sont chargées d'une assez grande quantité de craie pour incruster, en quelques mois, les corps plongés dans les canaux qu'elles parcourent. Les eaux des bains de Saint-Philippe en Italie, sont tellement chargées de cette substance, qu'elles en déposent des couches de près d'un demi-pouce d'épaisseur dans l'espace de quelques jours. On profite de cette

propriété pour y former des tableaux & des figures, on y plonge des moules creux à la surface intérieure desquels ces eaux déposent la craie qu'elles contiennent.

Le carbonate calcaire aide la vitrification de quelques substances terreuses & pierreuses ; mêlé avec la terre silicee, il la fait entrer en fusion, lorsque cette dernière est dans la proportion d'un tiers ou d'un quart.

Ce sel mêlé par la nature avec une terre argileuse, forme une matière terreuse mixte, que les naturalistes & les cultivateurs désignent sous le nom de *marne*. Cette substance qui offre un grand nombre de variétés, différentes par la couleur, la densité, &c. se fond à un grand feu en un verre d'un jaune verdâtre ; on l'emploie avec beaucoup de succès pour ameublir les terres & pour les fertiliser.

La baryte & la magnésie n'ont aucune action sur le carbonate calcaire par la voie humide ; l'acide carbonique adhère plus fortement à la chaux qu'à ces deux substances salino-terreuses ; mais le carbonate calcaire traité au feu avec ces terres alcalines, forme avec elles des combinaisons vitreuses. M. Achard a fait une grande suite d'expériences sur tous ces mélanges par la vitrification ; les détails en sont consignés dans le Journal de Physique.

Les alkalis fixes & l'ammoniaque n'altèrent point le carbonate calcaire, parce que l'acide carbonique a plus d'affinité avec la chaux que n'en ont ces sels.

Les acides sulfurique, nitrique, muriatique & fluorique le décomposent en lui enlevant sa base, & en dégageant l'acide carbonique. Si l'on verse de l'acide sulfurique sur du carbonate calcaire, il s'excite un bouillonnement dû au dégagement de l'acide carbonique sous la forme gazeuse. Les naturalistes se servent avec avantage de ce caractère chimique pour distinguer toutes les substances calcaires. On peut faire, à l'aide des acides, une analyse exacte du carbonate calcaire. Pour cela, on verse de l'acide sulfurique sur ce sel réduit en poudre. L'effervescence violente qui se produit dans l'instant du mélange, indique la séparation de l'acide carbonique, que l'on peut obtenir & mesurer en le recevant, à l'aide d'un syphon, dans des cloches remplies de mercure. L'effervescence est accompagnée de froid, à cause de la volatilisation de l'acide. Lorsqu'elle est finie, si l'on examine la nouvelle combinaison, on trouve que c'est du sulfate calcaire, formé par l'acide sulfurique uni à la chaux, qui faisoit la base du premier sel. Des expériences nouvelles ont appris que quelques-uns de ces spaths con-

tiennent un peu de magnésie, & donnent du sulfate de magnésie, lorsqu'on les dissout par l'acide vitriolique. L'acide nitrique que les naturalistes emploient ordinairement dans leurs essais, produit la même effervescence sur le carbonate calcaire ; il en dégage l'acide carbonique & forme du nitrate calcaire avec sa base.

L'acide muriatique sépare de même avec effervescence violente l'acide du carbonate calcaire & donne du muriate de chaux en se combinant avec sa base.

L'acide fluorique le décompose de même, & forme du fluaté calcaire avec sa base.

L'acide boracique ne décompose point à froid le carbonate calcaire ; mais il produit une effervescence, lorsqu'on le fait chauffer en le mêlant avec de la craie en poudre, & en délayant dans ce mélange suffisante quantité d'eau.

L'acide carbonique a la propriété de donner de la solubilité au carbonate de chaux ou à toutes les matières calcaires en général. Nous avons déjà vu à l'article de cet acide, qu'il précipite l'eau de chaux en craie, & qu'il la redissout si on en ajoute plus qu'il n'en faut pour cette précipitation. L'eau chargée d'acide carbonique qui séjourne sur du carbonate cal-

caire en poudre, se charge peu-à-peu d'une certaine quantité de ce sel neutre terreux. Plusieurs eaux contiennent aussi de la craie à la faveur de son acide; mais toutes ces dissolutions sont peu durables. Lorsqu'on les expose à l'air, elles se troublent peu-à-peu, & la craie se précipite à mesure que l'acide carbonique se dissipe. Cet effet est beaucoup plus rapide par l'action de la chaleur; c'est pour cela qu'on emploie avec succès l'ébullition pour corriger les eaux chargées de craie, qui sont dures & crues, sans cette précaution.

Comme c'est presque toujours en raison de l'acide carbonique que les eaux tiennent de la craie en dissolution; on conçoit que ce sel terreux doit se précipiter lorsque l'acide s'évapore; telle est la cause des dépôts calcaires & des incrustations qui se forment dans les fontaines, autour des canaux que l'eau parcourt, ainsi qu'on l'observe pour celle d'Arcueil & des bains de Saint-Philippe en Italie. Lorsque l'histoire naturelle n'étoit point encore éclairée par la chimie, on donnoit le nom de *fontaines pétrifiantes* à celles qui présentoient ces dépôts, & la superstition des peuples les comptoit au nombre des miracles.

Le carbonate calcaire n'a aucune action sur les sels neutres à base d'alkalis fixes. Il décompose

les sels ammoniacaux. On obtient d'une part un sel calcaire formé par l'acide des sels ammoniacaux & la chaux, & de l'autre part, du carbonate ammoniacal, résultant de la combinaison de l'acide carbonique avec l'ammoniaque. On fait cette opération en distillant dans une cornue de grès, un mélange d'une livre de sel ammoniac & de deux livres de craie, ou bien de spath calcaire en poudre. On a soin d'employer ces deux substances bien sèches. On adapte à la cornue un ballon avec une allonge, ou mieux encore une cucurbite de verre ou de grès. On donne le feu par degrés jusqu'à faire rougir le fond de la cornue, & l'on refroidit le récipient avec des linges mouillés, ou un filet d'eau froide dont l'écoulement est entretenu pendant toute l'opération. Il passe des vapeurs blanches, qui se condensent en cristaux très-blancs & très-purs sur les parois du récipient. C'est le carbonate ammoniacal : il paroît que c'est par ce procédé qu'on le prépare en grand à Londres, d'où il étoit envoyé autrefois dans toute l'Europe, sous le nom de *sel volatil d'Angleterre* ; aujourd'hui on fait préparer ce sel par-tout. Le résidu de cette opération est du muriate calcaire avec excès de chaux, ordinairement fondu, lorsqu'on a donné un bon coup de feu sur la fin de l'opération.

Les usages du spath & des matières calcaires en général sont fort étendus, ainsi que nous l'avons déjà fait observer en traitant de leur histoire naturelle. Mais un des plus importants, est la préparation qu'on leur fait subir pour les changer en chaux. L'art du chauxournier consiste à décomposer les matières calcaires par l'action du feu, & à leur enlever leur acide. Les pierres chargées de coquilles, les marbres, & la plupart des spaths calcaires, sont celles de ces substances qui donnent la meilleure chaux. Cependant on se sert plus communément, sur-tout aux environs de Paris, d'une espèce de pierre calcaire dure, que l'on nomme *pierre à chaux*. On arrange ces pierres dans une espèce de four ou de tourelle, de manière qu'elles forment une voûte ; on allume sous cette voûte un feu de fagots, que l'on continue jusqu'à ce qu'il s'élève une flamme vive, sans fumée, à environ dix pieds au-dessus du four, & jusqu'à ce que les pierres soient d'une grande blancheur. On commence aujourd'hui à se servir aux environs de Paris de charbon de terre & de tourbe pour la cuisson de la chaux.

Pour que la chaux soit bonne, elle doit être dure, sonore, s'échauffer promptement & fortement avec l'eau, & donner une fumée épaisse dans son extinction. Si elle n'a pas été assez

calcinée, elle est moins sonore, & elle ne s'échauffe que peu & lentement avec l'eau ; si elle l'a été trop, elle est à demi-vitrifiée ; elle rend, lorsqu'on la frappe, un son trop clair ; & elle ne peut plus s'unir facilement avec l'eau. Les chauxfourniers la nomment alors *chaux brûlée*. Nous ne parlerons pas des usages de la chaux, parce que nous en avons traité dans l'histoire de cette substance pure.

Nous ajouterons ici que le carbonate calcaire qui se trouve mêlé en très-petits fragmens avec le sulfate calcaire ou le gypse, & qui est déposé dans les montagnes par grandes couches ordinairement régulières, séparées par des bancs de glaise & de marne, comme on l'observe dans tous les environs de Paris, constitue la pierre à plâtre la plus utile pour la bâtisse. Quoique nous ayons déjà parlé de cet objet à l'article du sulfate calcaire, nous croyons devoir y revenir encore ici, & entrer dans un assez grand détail, pour suppléer à cet égard à ce qui manque dans tous les ouvrages d'histoire naturelle & de chimie.

Nous devons d'abord rappeler que le sulfate calcaire pur ne donne par la calcination que du plâtre fin, qui ne fait qu'une pâte incohérente avec l'eau, & que l'on emploie pour couler des statues ; tout le monde sait que cette pâte

desséchée est très-cassante & n'a aucune ténacité, qu'elle se brise au moindre effort ; cela dépend de ce que cette matière saline en reprenant l'eau qu'elle a perdue par la calcination , forme une masse égale & homogène dans toutes ses parties. Il n'en est pas de même du plâtre propre à bâtir. La pierre qui le fournit à Montmartre & dans tous les endroits qui contiennent ce minéral , est une sorte de brèche formée de très-petits cristaux grenus de sulfate de chaux , & de lames très-tenues de carbonate calcaire ; on y reconnoît la présence de ce dernier en mettant une goutte d'acide nitrique sur la pierre ; il se produit une vive effervescence due au dégagement de l'acide carbonique ; en faisant dissoudre un poids donné de pierre à plâtre de Montmartre dans suffisante quantité d'eau-forte, tout le carbonate calcaire est décomposé à mesure que la chaux s'unit à l'acide nitrique , & il ne reste plus que le sulfate calcaire qui est insoluble dans cet acide ; on trouve par cette expérience que le carbonate calcaire varie en proportion dans les différentes pierres à plâtre , & que dans la meilleure il en fait plus du tiers

Ce point une fois bien démontré sur la nature mêlée de la pierre à plâtre , il est fort aisé de concevoir les phénomènes que présente
le

le plâtre à bâtir dans sa cuisson, dans son extinction & dans son endurcissement. Quand on cuit ce sel terreux, le sulfate calcaire qu'il contient perd son eau de cristallisation & devient friable, le carbonate calcaire perd son acide & passe à l'état de chaux; d'après cela le plâtre bien cuit est âcre & alkalin, il verdit le syrop de violettes, il s'échauffe avec les acides sans faire d'effervescence, il perd sa force à l'air, à mesure que la chaux vive qu'il contient s'éteint en attirant l'acide carbonique & l'eau de l'atmosphère; il absorbe l'eau avec chaleur, quand on le gâche; quant à la solidité qu'il prend très-promptement comme tout le monde le fait, cette propriété est l'inverse de celle de la chaux pure, elle est due à ce que la chaux vive ayant d'abord absorbé l'eau qui lui est nécessaire pour son extinction, le sulfate calcaire qui est interposé entre ses molécules en attire une portion, & se cristallisant subitement, produit l'effet du sable ou du ciment dans le mortier, en liant & en accrochant, pour ainsi dire, ensemble les parcelles calcaires.

On connoît enfin, d'après cette théorie, pourquoi le plâtre se conserve bien par la chaleur & la sécheresse, tandis qu'il se détruit & s'enlève promptement par l'humidité. Les deux principes salins & solubles dans

l'eau qui le constituent sont la cause de ces phénomènes.

CHAPITRE VIII.

Genre IV. *SELS NEUTRES A BASE DE MAGNÉSIE OU SELS MAGNÉSIENS.*

ON a déjà vu dans l'histoire des acides que la magnésie se combine très-bien avec ces sels & qu'elle forme dans ces combinaisons des sels neutres différens de ceux que constituent toutes les autres bases. Ces sels ne sont pas encore entièrement connus, & ils n'ont point été l'objet des recherches de beaucoup de chimistes. Le célèbre M. Black est le premier qui les ait bien distingués; on les confondoit avant lui avec les sels à base terreuse en général.

Les sels magnésiens ont des caractères généraux qui les distinguent; ils sont presque tous amers & salés, la plupart cristallisent régulièrement quoique difficilement; la plupart sont très-solubles dans l'eau, quelques-uns attirent même l'humidité de l'air; ils sont plus décomposables que les sels ammoniacaux & calcaires, & ils cèdent leurs acides à la baryte, à la chaux, aux deux alkalis fixes, & en partie à

l'ammoniaque ; cette dernière substance reste en partie unie aux acides en même-temps que la magnésie, & forme alors des sels triples ammoniaco-magnésiens.

Nous examinerons dans ce chapitre, six de ces sels, savoir le sulfate magnésien ou le sel d'Epsom, le nitrate magnésien, le muriate magnésien, le borate magnésien, le fluat magnésien & le carbonate magnésien.

Sorte I. SULFATE DE MAGNÉSIE OU SEL D'EPSOM.

Le sel neutre formé par l'acide sulfurique uni à la magnésie, a été appelé *sel d'Epsom*, à raison du lieu d'où on le tiroit autrefois en plus grande quantité : c'est une fontaine d'Angleterre. Il existe encore dans les eaux d'Egra, de Sedlitz, de Seydschutz. Son véritable nom est *sulfate de magnésie* ou *sulfate magnésien*.

Ce sel a une saveur très-amère, aussi lui a-t-on donné le nom de *sel cathartique-amer*. Il est dans le commerce sous la forme de très-petites aiguilles terminées par des pyramides fort aiguës ; dans cet état il ressemble assez au sulfate de soude ou *sel de Glauber*, mais sa saveur est plus amère, il ne s'effleurit point à l'air, & sa cristallisation est bien différente lorsqu'elle est très-régulière ; on l'obtient en le laissant cristalliser spontanément sous la forme

de beaux prismes quadrangulaires, terminés par des pyramides également quadrangulaires; les faces de ses prismes & de ses pyramides sont lisses & sans canelures, & ses cristaux sont en général plus courts & plus gros que ceux du sulfate de soude; d'ailleurs toutes ses autres propriétés le distinguent de ce sel neutre parfait, comme on va le voir.

Le sulfate de magnésie retient assez d'eau de cristallisation, pour être en état d'éprouver comme le sulfate de soude & le borax, la liquéfaction aqueuse. Il se fond à la plus légère chaleur; il se prend en une masse informe par le refroidissement. Lorsqu'on le laisse sur le feu, après qu'il a éprouvé la liquéfaction aqueuse, il se dessèche en une masse blanche, friable, qui n'est que le sel privé de son eau de cristallisation, & dont la nature n'a point changé. Il faut un feu extrême pour faire éprouver une véritable fusion ignée au sulfate magnésien desséché. Ce sel contient près de la moitié de son poids d'eau de cristallisation.

Macquer & plusieurs chimistes ont dit qu'il s'humecte légèrement à l'air, & que cette propriété peut servir à le faire distinguer du sulfate de soude qui s'y effleurit. Mais Bergman annonce, au contraire, qu'exposé à un air sec, le sulfate magnésien perd d'abord sa transparence, &

se réduit à la fin en une poudre blanche ; & il avance que celui qu'on vend en petites aiguilles, est humide & déliquescent à cause du muriate de magnésie qu'il contient. M. Butini, citoyen de Genève, à qui l'on doit de fort bonnes recherches sur la magnésie, dit avoir trouvé dans le sel d'Epsom d'Angleterre du sulfate de soude ou sel de Glauber, auquel on pourroit attribuer cette efflorescence ; mais le sulfate de magnésie bien purifié quoique perdant un peu de sa transparence à l'air, n'est point à beaucoup près efflorescent comme le sulfate de soude, qui se réduit entièrement en poussière au bout d'un certain tems.

Le sulfate de magnésie est si dissoluble dans l'eau, qu'il ne demande pas deux parties de ce fluide froid pour être tenu en dissolution, & que l'eau chaude peut en dissoudre près du double de son poids. Il se cristallise par le refroidissement ; mais pour l'avoir très-régulier, il faut laisser évaporer spontanément une dissolution de ce sel faite à froid.

Ce sel n'éprouve aucune altération de la part des terres silicee & alumineuse.

La baryte le décompose parce qu'elle a plus d'affinité avec l'acide sulfurique que n'en a la magnésie.

La chaux le décompose par la même raison.

Si l'on met un peu de sulfate de magnésie dans de l'eau de chaux, ou si l'on verse cette dernière dans une dissolution de ce sel, il se forme un précipité dû à la magnésie & au sulfate calcaire. Cette précipitation est un caractère sûr pour distinguer le sulfate magnésien de celui de soude.

Les alkalis fixes purs décomposent aussi le sulfate de magnésie. L'ammoniaque caustique ayant la même propriété, tandis qu'elle ne décompose pas le sulfate calcaire, il est démontré que ce sel a plus d'affinité avec l'acide sulfurique que n'en a la magnésie, & qu'il en a moins que la chaux; il peut donc servir à faire distinguer dans les eaux la présence du sulfate magnésien. C'est ainsi qu'on obtient par l'ammoniaque caustique la magnésie pure, dont nous avons fait l'histoire au commencement des matières salines.

Bergman a vu cependant que l'ammoniaque ne précipite point complètement la magnésie du sel d'Epsom, & qu'il y a une partie de ce sel qui reste sans décomposition. La liqueur après ce mélange tient en dissolution du sulfate ammoniacal & du sulfate magnésien; les chimistes ont découvert que ces deux sels forment ensemble une espèce de sel triple, ou composé d'un acide & de deux bases; mais pour éviter l'erreur, remarquons, que quoique ces sels se trouvent

dans la même eau, l'un est formé par l'acide sulfurique uni à l'ammoniaque, & l'autre par le même acide combiné avec la magnésie; tous les deux ont une portion différente d'acide, & ce n'est pas la même qui adhère en mêmes tems aux deux bases; mais ces deux sulfates ont une assez forte attraction l'un pour l'autre, ils se cristallisent ensemble, & c'est cette union opérée par la cristallisation qu'on peut appeler *sel triple ou sulfate ammoniaco-magnésien*.

On ne connoît pas encore bien l'action du sulfate magnésien sur les sels neutres à base d'alkalis fixes & d'ammoniaque. Il est probable qu'il décomposeroit les sels nitriques & muriatiques de ces deux genres par une double affinité.

M. Quatremère Dijonval assure dans une lettre à M. de Morveau, (Journal de physique, Mai 1780, vol. XVII, pag. 391,) que lorsqu'on unit une dissolution de sulfate de magnésie avec une dissolution de sulfate ammoniacal, il s'opère une précipitation totale du premier sel sans décomposition; celui-ci, dit-il, tombe au fond du verre sous la forme de cristaux assez gros, qu'on peut reconnoître par la saveur, &c. Il attribue cet effet à ce que le sulfate ammoniacal est susceptible de s'emparer de l'eau du sulfate de magnésie, qu'il croit être très-cristallisable.

Mais c'est une erreur, puisque le sel cristallisé dans cette opération est un vrai sel triple ou sulfate ammoniaco-magnésien, comme je m'en suis assuré par l'expérience.

Quant aux sels carboniques, il est certain que le sulfate magnésien les décompose, & qu'il est décomposé par eux. Lorsqu'on verse une dissolution de carbonate de potasse ou de soude dans une dissolution de sulfate de magnésie, il y a alors double décomposition & double combinaison. L'acide sulfurique du sel d'Epsom s'unit aux alkalis fixes, l'acide carbonique qui se sépare de ces derniers se reporte sur la magnésie, & forme avec elle un sel neutre, connu sous le nom de *magnésie douce ou effervescente*, & que nous nommerons *carbonate de magnésie*. C'est par ce procédé que l'on prépare la magnésie douce dont on fait usage en médecine, comme d'un très-bon purgatif. Nous décrirons très en détail cette opération à la fin de ce chapitre.

Une dissolution de sulfate de chaux, mêlée avec une dissolution de sulfate de magnésie, offre la précipitation de ce dernier, suivant M. Dijonval, quoique ce phénomène soit peu sensible à cause de la petite quantité de sulfate calcaire tenue en dissolution. Le nitrate & le muriate calcaires décomposent aussi le sulfate

de magnésie, & sont décomposés en même-tems par ce sel; mais nous ne croyons pas que l'on puisse en conclure, avec M. Dijonval, que les acides nitrique & muriatique ont plus d'affinité avec la magnésie, que n'en a l'acide sulfurique, puisque dans ces expériences on doit nécessairement tenir compte des attractions électives doubles.

Bergman dit que le quintal de sulfate de magnésie cristallisé contient dix-neuf parties de magnésie pure, trente-trois d'acide sulfurique, & quarante-huit d'eau.

Le sulfate de magnésie ou sel d'Epsom est employé en médecine avec beaucoup de succès. C'est un purgatif fort utile, & qui jouit en même-tems de la propriété fondante. On le préfère même aux autres sels purgatifs à cause de sa grande dissolubilité. On l'administre, ou seul, dissous dans l'eau, depuis une once jusqu'à deux, ou comme adjuvant, à la dose d'un à deux gros. Il minéralise la plupart des eaux purgatives naturelles, & spécialement celles d'Egra, de Sedlitz, de Seydschutz, mais il y est toujours accompagné de muriate de magnésie.

Sorte II. NITRATE MAGNÉSIE.

Le nitrate magnésien appelé jusqu'ici par les chimistes *nitre de magnésie* ou *magnésie*

nitree, a été examiné par Bergman. Cet illustre chimiste dit que la dissolution de ce sel fait par l'art, donne après une évaporation convenable des cristaux prismatiques, quadrangulaires, spathiques, sans pyramides.

Ce sel a une saveur âcre & très-amère ; il se décompose par la chaleur ; il attire l'humidité de l'air. Il est très-dissoluble dans l'eau ; on ne l'obtient cristallisé que par une évaporation lente ; & l'on ne connoît même pas assez bien les loix de sa cristallisation, pour le faire paroître à volonté sous sa forme régulière, comme cela a lieu pour un grand nombre d'autres sels. La baryte, la chaux & les alkalis le décomposent.

Comme le nitrate magnésien se trouve dissous dans les eaux mères du nitre, M. de Morveau a proposé d'en retirer en grand la magnésie, en les précipitant par l'eau de chaux. Ce procédé pourroit être très-avantageux par la facilité de son exécution & le peu de frais qu'il demande ; mais le même chimiste ayant observé que l'eau de chaux récente précipite le nitrate calcaire bien pur, lorsque celui-ci ne contient point assez d'eau de dissolution, la magnésie qu'on obtiendrait par ce procédé n'auroit point le degré de pureté convenable à un médicament aussi utile, si l'on n'opéroit pas cette précipita-

tion sur des eaux-mères étendues d'une très-grande quantité de liquide.

L'acide sulfurique & l'acide fluorique dégagent l'acide du nitrate de magnésie. L'acide boracique le sépare aussi à l'aide de la chaleur ; & à raison de sa fixité. Telles sont les propriétés de ce sel indiquées par Bergman.

M. Quatremère Dijonval, qui a fait des recherches sur plusieurs combinaisons de la magnésie, a trouvé dans le nitrate magnésien quelques propriétés très-différentes de celles annoncées par le chimiste d'Upsal. Il dit avoir obtenu des cristaux non déliquesceus de nitrate magnésien, & il ajoute même que les sels magnésiens sont autant cristallisables & portés à s'effleurir que les sels calcaires sont avides d'humidité.

Le nitrate de magnésie paroît être susceptible de décomposer, à l'aide des affinités doubles, les sulfates de potasse, de soude & d'ammoniaque ; mais ces décompositions ne sont point sensibles dans le mélange des dissolutions de ces différens sels, comme dans celles qui sont opérées par le nitrate calcaire, parce que les nitrates de potasse, de soude & d'ammoniaque, ainsi que le sulfate de magnésie, qui en résultent, sont tous très-solubles dans l'eau, tandis que le sulfate de chaux, formé dans la décomposition

du sulfate de potasse, de soude & d'ammoniaque par le nitrate calcaire, présente un précipité très-abondant. Cependant on peut se convaincre de l'effet de ces affinités doubles opérées par le nitrate magnésien en évaporant les liqueurs. On trouve les nitrates formés par le transport des alkalis sur l'acide nitrique, & le sulfate de magnésie résultant de l'union de l'acide sulfurique des sels décomposés avec la base du nitrate magnésien.

M. Dijonval a annoncé un fait digne de toute l'attention des chimistes. C'est la précipitation du nitrate magnésien, opérée par le nitrate calcaire. Lorsqu'on mêle, dit M. Dijonval, des dissolutions transparentes & bien pures de ces deux sels, le nitrate de magnésie se dépose sur-le-champ sous la forme cristalline, & sans être décomposé en aucune manière; la liqueur retient en dissolution le nitrate calcaire. Il est très-singulier que deux sels qui, séparés, ont assez d'eau pour être dissous parfaitement, présentent dans leur mélange la précipitation & la cristallisation subite de l'un des deux. M. Dijonval pense, comme nous l'avons déjà annoncé plus haut, que cela dépend de la grande tendance du nitrate calcaire pour s'unir à l'eau. Ce sel pouvant, suivant lui, absorber une plus grande quantité d'eau que celle qui lui est nécessaire

pour être tenu en dissolution, dès qu'on mêle avec lui une dissolution de nitrate de magnésie, qui d'ailleurs tend fortement à se cristalliser, il s'empare aussi-tôt de l'eau de cristallisation de ce dernier, & alors le nitrate de magnésie n'étant plus équipondérable à la quantité d'eau qui le soutenoit, se précipite sous sa forme cristalline. Cette explication ne paroît pas lever plusieurs difficultés qu'il est possible de lui opposer. Comment en effet un sel, quelque dissoluble qu'il soit, & quelque tendance qu'il ait pour se combiner avec l'eau, peut-il s'emparer de l'eau de cristallisation d'un autre sel, lorsqu'il est lui-même uni à une assez grande quantité d'eau pour être tenu en dissolution? Si l'on répond qu'il n'est pas saturé d'eau, il existe donc un point de saturation où le nitrate calcaire cesseroit de faire ainsi précipiter le nitrate de magnésie; & c'est ce qu'il auroit été nécessaire de démontrer. Cette supposition même admise, comment le nitrate calcaire s'empareroit-il de l'eau de cristallisation du nitrate magnésien, tandis qu'il peut absorber celle qui tient en dissolution ce même sel, avant de lui enlever la portion de ce fluide qui doit faire partie constituante de ses cristaux? Enfin, comment peut-on concevoir dans cette explication, que le nitrate magnésien, privé de l'eau de sa cristallisation par le nitrate calcaire,

soit susceptible de se précipiter sur-le-champ sous la forme cristalline, tandis qu'il a perdu un des élémens de ses cristaux ? Nous croyons d'après ces observations, qu'il a échappé à M. Dijonval quelques circonstances dans le phénomène qu'il a observé, & qu'il tient à une cause qu'on ne connoitra bien que lorsqu'on aura répété & varié cette expérience de beaucoup de manières différentes, relativement à la quantité d'eau, des sels, à la température, &c.

Le nitrate magnésien n'est d'aucun usage dans les arts ni dans la médecine. Sa saveur forte, sa déliquescence & toutes ses propriétés annoncent qu'il auroit une sorte d'action sur l'économie animale, & il seroit fort à désirer qu'on l'essayât comme fondant & incisif dans tous les cas où les médicamens de ce genre sont indiqués.

Sorte III. MURIATE MAGNÉSIE.

Ce sel qui est la combinaison saturée d'acide muriatique & de magnésie, existe dans toutes les eaux salées, & dans toutes celles qui tiennent du sulfate de magnésie en dissolution, comme les eaux d'Epsum, d'Egra, de Sedlitz, de Seydschultz & beaucoup d'autres ; il est infiniment plus commun qu'on ne l'a cru.

Le muriate magnésien a une saveur très-amère & très-chaude. Bergman dit qu'on ne peut l'obtenir cristallisé qu'en exposant subitement à un grand froid sa dissolution fortement concentrée par l'évaporation. Il est alors sous la forme de petites aiguilles très-déliquescentes. Cette dissolution offre le plus souvent une gelée transparente. M. Dijonval qui annonce avoir obtenu ce sel sous une forme régulière & permanente, croit même qu'il est plutôt efflorescent que déliquescent.

Le muriate de magnésie se décompose, & perd son acide par l'action du feu. Les dernières portions d'acide ne se dégagent qu'avec beaucoup de difficulté ; la magnésie reste caustique après cette opération.

Ce sel exposé à l'air paroît en attirer puissamment l'humidité & se résoudre promptement en liqueur. Bergman & beaucoup d'autres chimistes ont reconnu cette propriété, M. Dijonval est le seul qui ait annoncé que le muriate de magnésie, comme le nitrate magnésien, s'effleurissoit plutôt que de s'humecter ; mais cette assertion demande à être confirmée par de nouvelles expériences.

Le muriate magnésien est très-soluble dans l'eau ; il paroît même qu'il ne lui faut qu'un poids de ce liquide égal au sien pour être tenu

en dissolution. Il est très-difficile de l'obtenir bien cristallisé ; l'évaporation à l'aide de la chaleur ne réussit que très-mal , parce qu'il faut épaissir beaucoup la liqueur qui en se refroidissant prend presque toujours la consistance gélatineuse ; il y a plus d'espoir de réussir en laissant évaporer spontanément dans les chaleurs de l'été une dissolution de ce sel bien pur ; encore ce moyen ne fournit-il des cristaux qu'avec beaucoup de difficultés.

Le muriate de magnésie , chauffé dans une cornue avec la terre silicée & l'argile , donne son acide ; mais comme l'action du feu seul le dégage , on ne peut point attribuer cette décomposition aux terres.

La baryte & la chaux décomposent ce sel & en précipitent la magnésie. Comme les eaux mères du muriate de soude des fontaines salées contiennent du muriate de magnésie mêlé avec le muriate calcaire , on pourroit en précipiter en grand & à peu de frais la magnésie par le moyen de l'eau de chaux.

Les alkalis fixes & l'ammoniaque caustique ont plus d'affinité avec l'acide muriatique que n'en a la magnésie , & précipitent cette dernière du muriate magnésien. La liqueur tient en dissolution des muriates de potasse , de soude ou d'ammoniaque , suivant la nature de l'alkali qu'on

a employé pour cette décomposition. L'ammoniaque ne le décompose pas complètement, & forme un sel muriatique triple cristallisable, avec la portion subsistante de muriate magnésien.

Les acides sulfurique & nitrique décomposent ce sel, & en séparent l'acide muriatique avec effervescence. Pour opérer ces décompositions, il faut distiller dans une cornue de verre un mélange d'une partie de ces acides & de deux parties de muriate de magnésie. L'acide de ce dernier se volatilise, tandis que les deux autres plus puissans se combinent avec la magnésie, & forment du sulfate ou du nitrate magnésien. L'acide boracique en dégage aussi l'acide muriatique par la chaleur.

Le muriate magnésien décompose les sels sulfuriques & nitriques à base d'alkalis fixes & d'ammoniaque, par la voie des doubles affinités; mais pour s'assurer de ces décompositions, il faut évaporer ou mêler avec l'esprit-de-vin; les dissolutions de ces sels versées sur la dissolution du muriate de magnésie, parce que les matières salines nouvelles qui en résultent, restent en dissolution dans la liqueur aqueuse après le mélange.

Mis en contact avec le muriate de potasse, & tous les deux en dissolution, le muriate de

magnésie se précipite en cristaux, suivant M. Dijonval, par la grande disposition à se cristalliser qu'il admet dans ce dernier, comparativement au muriate de potasse, qui retient l'eau de sa dissolution. Il est encore très-difficile de concevoir, dans l'opinion de ce chimiste, comment un sel aussi peu soluble & déliquescent que le muriate de potasse, en comparaison de ces deux propriétés considérées dans le muriate de magnésie, peut s'emparer de l'eau qui dissout ce dernier. Si l'on mêle une dissolution de muriate magnésien avec une dissolution de muriate calcaire, le premier sel se précipite en cristaux d'après le même chimiste. Toutes ces assertions doivent être confirmées par de nouvelles expériences pour faire partie des élémens de la science chimique. Il est très-vraisemblable que ces cristaux précipités ne sont pas purs, & appartiennent à la classe des sels triples.

Le muriate magnésien n'est d'aucun usage; mais nous croyons qu'il pourra être employé en médecine avec beaucoup d'avantage comme purgatif & fondant; les médecins en administrent tous les jours de petites quantités, en prescrivant le sel d'Epsom, les eaux de Sedlitz, & le sel marin gris, puisque ces substances en contiennent toujours.

Sorte IV. BORATE MAGNÉSIE.

On doit donner ce nom à la combinaison de l'acide boracique avec la magnésie. Ce sel n'est presque pas connu. Bergman a observé que lorsqu'on jette de la magnésie dans une dissolution d'acide boracique, elle s'y dissout, mais lentement. La liqueur évaporée donne des cristaux grenus, sans forme régulière.

Ce sel se fond au feu sans se décomposer. Les acides le décomposent en s'emparant de la magnésie, & en séparant l'acide boracique. L'esprit-de-vin lui enlève aussi cet acide, & laisse la magnésie à nud; celle-ci n'adhère donc point fortement à l'acide du borax.

On ignore, comme l'on voit, presque toutes les propriétés de ce sel, sur lequel les chimistes n'ont encore fait que très-peu d'expériences.

Sorte V. FLUATE MAGNÉSIE.

La combinaison de la magnésie avec l'acide fluorique qu'on doit appeler *fluatè magnésien*, n'est pas plus connue que le boratè magnésien. Bergman est le seul chimiste qui en ait dit quelque chose. Suivant lui, l'acide fluorique dissout rapidement la magnésie; une grande partie de ce

sel se dépose à mesure que la saturation approche.

La dissolution fournit, par l'évaporation spontanée, une sorte de mousse, transparente, qui grimpe sur les parois du vase, & qui présente quelques filets cristallins allongés & très-fins. On obtient aussi dans le fond du vase des cristaux spathiques, en prismes hexagones terminés par une pyramide peu élevée, composée de trois rhombes. Ce sel n'éprouve aucune altération de la part du feu le plus violent. Aucun acide ne peut le décomposer par la voie humide. C'est un des sels neutres fluoriques qui mériteroient un examen suivi d'après les singulières propriétés que Bergman lui a reconnues.

Sorte VI. CARBONATE DE MAGNÉSIE.

Ce sel nommé *magnésie douce* ou *effervescente* par le docteur Black, qui l'a fait connaître le premier, est formé comme l'indique le nom que nous avons adopté, par la combinaison saturée de la magnésie avec l'acide carbonique. On le prépare ordinairement, en précipitant une dissolution de sulfate de magnésie, par les carbonates de potasse ou de soude, ainsi que nous l'exposerons à la fin de cet article.

Le carbonate de magnésie a le plus souvent l'aspect terreux ; il est en poudre très-blanche ; cependant Bergman & M. Butini de Genève l'ont obtenu cristallisé par le procédé que nous décrirons plus bas. Il est susceptible de contenir une plus ou moins grande quantité de son acide, comme tous les sels carboniques en général, & ses propriétés varient suivant qu'il en est plus ou moins chargé ; sa saveur est crue & comme terreuse ; il en a une plus marquée dans les intestins, puisqu'il est purgatif.

Lorsqu'on l'expose au feu dans un creuset, ce sel perd l'eau & l'acide qui lui sont unis. M. Tingry, apothicaire de Genève, a observé que lorsqu'on calcine en grand la magnésie effervescente, elle bouillonne & semble jouir d'un mouvement de fluidité à sa surface ; ce phénomène dépend du dégagement de son gaz acide. Il s'élève du creuset un léger brouillard qui dépose sur les corps environnans, une poussière blanche que l'on reconnoît facilement pour de la magnésie emportée par le courant de l'acide carbonique. Si l'on y plonge un corps chaud, ce sel y adhère, suivant le même observateur ; un corps froid en emporte encore davantage. Sur la fin de l'opération, la magnésie brille d'une lueur bleuâtre & phosphorique très-sensible dans l'obscurité.

Si l'on calcine le carbonate de magnésie dans des vaisseaux fermés avec un appareil pneumato-chimique, on obtient l'eau & l'acide qu'il contient. M. Butini, qui a fait cette opération avec beaucoup d'exacritude, assure, d'après des calculs sur les produits qu'il a obtenus, que trente-deux grains de magnésie commune, (il appelle ainsi l'espèce de carbonate magnésien que l'on prépare pour la pharmacie, & qui n'est pas tout-à fait saturé d'acide,) contiennent environ treize grains de terre pure, douze grains d'acide & sept grains d'eau. Bergman estime que ce sel contient au quintal vingt-cinq ou trente parties d'acide, suivant son état, trente d'eau & quarante-cinq de magnésie pure. Si on le chauffe plus fortement, après qu'il a perdu son acide, il s'agglutine & prend de la dureté comme la magnésie pure ou caustique.

Le carbonate de magnésie n'éprouve point d'altération bien remarquable de la part de l'air; cependant il se pelotonne dans l'air humide, & il paroît être légèrement déliquescent.

L'eau ne dissout qu'une infiniment petite quantité de ce sel, & cette dissolubilité varie, suivant qu'il contient plus ou moins d'acide. Si on le mêle avec un peu d'eau, il forme une espèce de pâte qui n'a que peu de liant, & qui sèche sans prendre ni consistance, ni retraite.

En l'étendant d'abord avec beaucoup d'eau, il se dissout à-peu-près à la dose d'un quart de grain par once de ce fluide, ce dont on peut s'assurer par l'évaporation. Mais il existe des moyens de faire dissoudre ce sel en beaucoup plus grande quantité, comme nous le dirons tout-à-l'heure.

Le carbonate de magnésie n'est pas décomposé par les terres pures. La chaux lui enlève son acide avec lequel elle a plus d'affinité. De l'eau de chaux versée dans une dissolution de ce sel occasionne un précipité assez notable, quelque petite que soit la quantité de ce sel neutre tenu en dissolution dans l'eau. Le précipité est du carbonate de chaux & un peu de magnésie caustique, qui, comme on le fait, est presque insoluble.

Les alkalis fixes & l'ammoniaque caustique le décomposent comme la chaux, parce qu'ils ont comme elle plus d'affinité avec l'acide carbonique que n'en a la magnésie. Il résulte de ces mélanges des carbonates de potasse de soude & d'ammoniaque ; la magnésie pure & caustique se précipite.

Les acides sulfurique, nitrique & muriatique décomposent le carbonate de magnésie, d'une manière inverse, & rendent l'analyse de ce sel neutre complète. Ils s'unissent à la magnésie

avec laquelle ils ont plus d'affinité que n'en a l'acide carbonique, & ils dégagent ce dernier acide sous la forme gazeuse, ce qui constitue l'effervescence. On peut reconnoître l'acide carbonique à ses caractères ordinaires. M. Butini a observé dans ses recherches que les acides en dégagent moins d'acide carbonique que le feu, & que chacun de ces sels sépare des quantités différentes de cet acide : qu'ainsi, par exemple, l'acide muriatique en dégage plus que l'acide nitrique, & celui-ci plus que le sulfurique. Il en conclut que les sels neutres formés par la magnésie unie aux acides, savoir le sulfate & le nitrate magnésiens, retiennent une portion d'acide carbonique.

L'acide carbonique a la propriété de rendre le carbonate de magnésie beaucoup plus dissoluble qu'il ne l'est naturellement. C'est sur les phénomènes de cette dissolution, que roulent spécialement les expériences neuves de M. Butini. Il a découvert que lorsqu'on jette de la magnésie ordinaire & non saturée d'acide carbonique dans l'eau gazeuse, ou chargée de cet acide, la magnésie se sature d'abord de l'acide en l'enlevant à l'eau, & ne se dissout que lorsqu'elle en est très-chargée. Cette dissolution verdit le sirop de violettes ; exposée au froid, elle perd son acide surabondant, mais sans que la

magnésie s'en sépare, & elle reste en parfaite combinaison dans l'eau même glacée. Si l'on chauffe une dissolution de magnésie avec surabondance d'acide carbonique, elle se trouble & reprend une sorte de transparence lorsqu'on la laisse refroidir; ce phénomène singulier nous offre, comme l'a très-bien dit M. Butini, un genre nouveau dans les sels, dont le caractère est de se dissoudre en plus grande quantité dans l'eau froide que dans l'eau bouillante. Plus une dissolution gazeuse est chargée de magnésie, plus vite elle se trouble par la chaleur. Pour bien observer le passage de cette dissolution de l'opacité à la transparence à l'aide du refroidissement, il faut prendre, suivant ce chimiste, une dissolution qui contienne deux grains par once, & la faire chauffer jusqu'à soixante degrés du thermomètre de Réaumur; elle devient laiteuse par la chaleur, & toute la magnésie qui s'en précipite se redissout par le froid.

Bergman avoit annoncé que la dissolution de magnésie chargée d'acide carbonique évaporée lentement donnoit des cristaux, les uns en grains transparens, les autres ressemblans à deux faisceaux de rayons qui divergent du même point. M. Butini a observé avec la plus grande exactitude tous les phénomènes de cette cristalli-

sation. Il a fait évaporer à la chaleur très-foible d'une lampe, une dissolution chargée de neuf grains de ce sel par once d'eau. Il s'est formé d'abord à sa surface une pellicule dont le dessous ainsi que les parois du vase étoient tapissés de plusieurs houppes de cristaux. Le résidu offroit des aiguilles brillantes, effilées par leurs bases, & composant de petites masses hémisphériques à filets divergens. Ces aiguilles, qui n'avoient pas une ligne, offroient au microscope de longs prismes à six pans tranchés par un hexagone & semblables à ceux de certains spaths.

M. Butini a découvert encore une autre manière de faire cristalliser le carbonate de magnésie. Elle consiste à exposer à l'air une dissolution acide de ce sel, précipitée par la chaleur. Il s'y forme au bout de quelques jours des cristaux semblables à ceux que l'on obtient par l'évaporation. La magnésie précipitée du sel d'Epsom par le carbonate de potasse, & desséchée, n'en donne aucun; lorsqu'on la délaye dans l'eau, elle ne forme jamais que des masses pelotonnées irrégulières. Mais une dissolution de sulfate de magnésie nouvellement précipitée par le même sel, donne des cristaux aiguillés au bout de quelques jours. La même dissolution séparée de son précipité par le filtre, fournit

aussi des aiguilles de magnésie. J'ai observé plusieurs fois qu'une dissolution de carbonate de magnésie préparée pour l'usage d'un laboratoire, & conservée dans des flacons de verre bien bouchés, dépose au bout de quelque tems une grande quantité de petites aiguilles très-fines & très-brillantes, qui présentent à la loupe des prismes à six faces.

Les sels neutres parfaits n'éprouvent point d'altération de la part du carbonate de magnésie, & ils ne lui en font point éprouver; ils augmentent seulement sa dissolubilité dans l'eau, suivant M. Butini; il faut cependant excepter le carbonate de potasse qui lui enlève cette propriété.

Les sels neutres calcaires sont décomposés par la magnésie effervescente; c'est en vertu des affinités doubles que s'opère cette décomposition. Nous avons fait observer que la chaux a plus d'affinité avec les acides que n'en a la magnésie, & qu'elle décompose les sels neutres qui ont cette dernière substance pour base. Ce n'est donc qu'en raison de l'acide carbonique que se font ces décompositions; & c'est à cause de la grande affinité de la chaux avec cet acide, qu'elle quitte les autres pour s'y unir, pourvu que ces derniers trouvent une base avec laquelle ils puissent se combiner. Lors donc

qu'on verse une dissolution de carbonate de magnésie dans une dissolution de sulfate, de nitrate ou de muriate calcaires, l'acide sulfurique, nitrique ou muriatique* quitte la chaux pour se porter sur la magnésie, s'y unit & forme du sulfate, du nitrate ou du muriate de magnésie, tandis que la chaux se combine avec l'acide carbonique séparé de la magnésie, & se précipite en craie.

Il en est donc de la magnésie comme de l'ammoniaque. Lorsque tous les deux sont purs & caustiques, ils ne peuvent décomposer les sels calcaires, parce qu'ils ont moins d'affinité avec les acides que n'en a la chaux. Mais lorsqu'ils sont unis à l'acide carbonique, & dans l'état de sels neutres, alors ils sont capables de décomposer les sels calcaires, en vertu des doubles attractions, comme nous l'avons déjà expliqué à l'article du sulfate de chaux, du nitrate calcaire, &c.

Le sel dont nous venons d'exposer les propriétés est d'usage en médecine, sous le nom de *magnésie douce* ou *blanche*. On la préparoit autrefois avec l'eau-mère du nitre évaporée à siccité, ou précipitée par l'alkali fixe. Elle a été connue d'abord sous les noms de *poudre du comte de Palme*, *poudre de Sentinelli*; elle a été nommée ensuite *poudre laxative polychreste*

par Valentini, magnésie blanche du nitre, magnésie du sel commun, parce qu'on la retiroit aussi de l'eau-mère de ce dernier sel. Mais ce médicament préparé de cette manière, contient toujours de la terre calcaire & plusieurs autres substances étrangères. Celle dont on se sert aujourd'hui est ordinairement précipitée du sulfate de magnésie par l'alkali fixe végétal ou carbonate de potasse.

M. Butini a donné un très-bon procédé pour l'obtenir très-fine & en plus grande quantité possible. On délaye une quantité quelconque de potasse dans le double de son poids d'eau froide ; on la laisse exposée à l'air pendant quelques mois, si le tems le permet, pour qu'elle absorbe l'acide carbonique de l'atmosphère, & pour que la terre qu'elle contient se précipite ; on la filtre, on dissout une quantité de sulfate de magnésie égale à celle de la potasse, dans quatre ou cinq fois son poids d'eau, on filtre cette dissolution, & on y ajoute de nouvelle eau à-peu-près quinze fois le poids du sel. On fait chauffer cette liqueur, & lorsqu'elle bout, on y verse la dissolution alkaline. Le précipité de magnésie se forme, on agite bien le mélange, & on le filtre au papier. On lave le précipité resté sur le filtre avec de l'eau bouillante, pour enlever le sulfate de potasse qui

peut y être mêlé. Quand la magnésie est bien égouttée, on l'enlève de dessus le filtre, on l'étend en couches minces sur des papiers que l'on porte à l'étuve. Lorsqu'elle est desséchée, elle offre des morceaux blancs qui s'écrasent sous le doigt en une poudre extrêmement fine & adhérente à la peau.

On doit préférer comme purgative cette magnésie combinée avec l'acide carbonique, à celle qui est caustique, parce qu'elle est beaucoup plus soluble. On la donne à la dose d'une ou de deux onces, suivant les cas. La magnésie caustique lui est, au contraire, préférable comme absorbante, & on doit en préparer des deux espèces dans les pharmacies. La raison principale de cette préférence dans les divers cas de pratique, & de la nécessité d'avoir les deux espèces de magnésie dans les pharmacies, a été très-bien exposée par Macquer dans un mémoire consigné parmi ceux de la société royale de médecine. Lorsqu'on administre la magnésie comme absorbante, c'est pour détruire & neutraliser un acide développé & trop abondant dans les premières voies, comme cela a lieu chez les enfans, les jeunes filles, les femmes en couche, &c. Cet acide gastrique est certainement plus fort que l'acide carbonique; lorsque la magnésie douce est retenue dans ce viscère, il se produit une

effervescence plus ou moins vive, suivant que l'aigre est plus ou moins développé dans les premières voies; l'acide carbonique dégagé par cette effervescence distend l'estomac, occasionne souvent des douleurs, des nausées, des vomissemens, des difficultés de respirer, & beaucoup d'autres accidens spasmodiques suivant la sensibilité des sujets. Dans ces circonstances il vaut beaucoup mieux employer la magnésie pure, qui absorbe aussi puissamment les aigres, & qui n'occasionne pas d'effervescence.

Lorsqu'au contraire on donne la magnésie comme purgative, & dans les cas où l'on n'a point l'indication d'absorber des aigres dans les premières voies, on peut prescrire celle qui est chargée d'acide carbonique. Alors cet acide n'est point dégagé, & l'on n'a point à craindre les accidens qui dépendent de la distension de l'estomac par ce fluide élastique. Il est donc nécessaire que les médecins connoissent ces deux espèces de magnésie, les cas où chacune d'elles doit être préférée, & que les apothicaires en aient dans leurs pharmacies.

M. Butini propose une eau minérale artificielle faite avec l'eau gazeuse chargée de magnésie; il observe que ce fluide peut contenir plus de trois gros de cette terre magnésienne

par livre, & que d'ailleurs elle n'est pas plus difficile à préparer que les eaux martiales acidulées ou gazeuses. En effet, la manipulation est absolument la même pour toutes les deux. Les médecins pourroient s'en servir dans plusieurs cas avec succès.

CHAPITRE IX.

Genre V. *SELS NEUTRES ARGILEUX OU ALUMINEUX.*

L'ARGILE ou l'alumine bien pure se combine très-bien avec la plupart des acides ; il résulte de ces combinaisons des sels neutres qu'on connoît sous le nom de *sels argileux* ou *alumineux*. Ce genre de matières salines, si l'on en excepte la première sorte, n'a pas encore été examiné avec assez de soin par les chimistes. Aussi leurs propriétés sont-elles encore moins connues que celles des quatre genres précédens. En général les sels alumineux sont moins parfaits que tous les sels neutres dont nous nous sommes déjà occupés, ils cèdent leurs acides aux alkalis fixes, à l'ammoniaque, à la baryte, à la chaux & à la magnésie ; ils ont une saveur acerbe & astringente.

Ce

Ce genre comprend six sortes, l'alun ou le sulfate d'alumine, le nitrate alumineux, le muriate alumineux, le borate alumineux, le fluat alumineux & le carbonate d'alumine.

Sorte I. SULFATE D'ALUMINE ou ALUN.

L'alun est un sel neutre formé par la combinaison de l'acide sulfurique avec l'alumine, ou argile pure, & qui mérite en conséquence le nom de *sulfate d'alumine*. Les chimistes n'ont pas toujours été d'accord sur la base de l'alun. Les uns la distinguoient de l'argile, & la désignoient sous le nom particulier de *terre alumineuse* ou de *terre de l'alun*. Margraf a démontré que cette terre broyée avec le filix réduit en poudre fine, forme de l'argile. Hellot, Geoffroy, Pott, & sur-tout M. Baumé, ont fait de véritable alun avec l'argile & l'acide sulfurique. Enfin, si les vrais caractères de l'argile sont de prendre du liant avec l'eau, de la retraction & de la dureté au feu, la terre alumineuse présentant toutes ces propriétés dans un degré éminent, doit être regardée comme la partie la plus pure de l'argile. Telle est aujourd'hui l'opinion générale de tous les chimistes. On sent d'après cela de plus en plus la nécessité de distinguer cette terre base de l'alun par le nom particulier

d'*alumine*, puisque l'argile, quelque pure qu'elle soit, contient toujours de la silice.

Le sulfate d'*alumine* ou l'alun a une saveur d'abord douceâtre & ensuite fortement astringente ; il rougit le papier bleu, ce qui annonce qu'une portion de son acide est à nud & n'est point saturée. Il est susceptible de prendre une forme très-régulière qui sera décrite plus bas.

L'alun n'existe presque jamais pur & isolé dans la nature ; on le trouve quelquefois dans le voisinage des volcans ; il est toujours mêlé avec de l'argile. Les minéralogistes, & sur-tout Wallerius, ont distingué plusieurs sortes d'alun natif, tels que l'alun solide, l'alun cristallisé, l'alun en efflorescence, les terres alumineuses blanches, grises, brunes, noires, les schistes alumineux.

On connoît plusieurs sortes d'alun dans le commerce.

1°. L'alun de glace ou de Roche en masses considérables & transparentes. Bergman croit que ce nom lui vient de la ville de Roche en Syrie, aujourd'hui *Edeffe*, où étoit établie la plus ancienne manufacture de ce sel, & non pas de sa forme semblable à celle d'un rocher, comme l'ont dit plusieurs auteurs, ou bien de ce qu'on le retire des rochers ; cette espèce d'alun est fort impure.

2°. L'alun de Rome, qui se prépare dans le territoire de Civita-Vecchia, & qu'on retire d'un lieu nommé en italien *Aluminiere della Tolfa*; cet alun est en morceaux gros comme des œufs; il est couvert d'une efflorescence rougeâtre; il passe pour pur, lorsqu'on en a séparé cette efflorescence.

3°. L'alun de Naples, que l'on extrait d'une terre particulière à la Solfatare; il est en masses plus grosses que celui de Rome, & une de ses surfaces est toute hérissée de cristaux pyramidaux.

4°. L'alun de Smyrne; c'est à ce qu'il paroît dans les environs de cette ville & de Constantinople, qu'ont été élevées les plus anciennes manufactures d'alun. Il n'en existe que quelques échantillons dans les cabinets.

5°. L'alun de France; on prépare de toutes pièces de l'alun dans plusieurs manufactures de France, & sur-tout à Javel près Paris.

6°. On peut extraire de l'alun des schistes efflorescens, & des produits volcaniques. J'en ai retiré une quantité notable d'une terre qui m'a été envoyée d'Auvergne; on pourroit retirer ce sel de plusieurs substances analogues que la France possède, & enlever ainsi cette branche de commerce aux étrangers. On extrait ainsi l'alun des terres ou des pierres

qui le contiennent dans beaucoup d'endroits de l'Allemagne où il y avoit des manufactures dès 1544, en Angleterre, en Espagne, en Suède, & dans presque toutes les parties de l'Europe.

Beckman a fait sur l'histoire de la fabrication de ce sel une dissertation très-détaillée que l'on trouve dans les actes de Gottingue. Il paroît, d'après les recherches de ce savant, que les peuples de l'Orient ont les premiers préparé ou extrait de l'alun; car ce que les anciens, & Pline en particulier, appeloient *chiflon*, *trichitès*, *calchitès*, & qu'ils paroissent avoir confondu avec l'alumen & le *συμπρία* des grecs, paroît plutôt appartenir aux différens états du sulfate martial ou de la couperose verte. Les italiens prirent à bail les fabriques d'alun des environs de Constantinople; vers l'année 1459, Bartholomé Perdix ou Pernix génois découvrit une mine de ce sel dans l'île d'Ischia; dans le même tems à-peu-près Jean de Castro en trouva une autre à la Tolfa, & bientôt il s'établit un grand nombre de fabriques d'alun en Italie, sur-tout lorsque le pape Pie II défendit l'importation de l'alun d'Orient. Cet art passa ensuite en Espagne, en Allemagne, en Angleterre & en Suède vers le commencement du dix-septième siècle. (V. *Beckman*.)

La préparation du sulfate d'alumine est très-variée suivant les pays & les matières d'où on le retire. Bergman qui a fait une très-bonne dissertation sur cet objet, divise les matières que l'on emploie pour préparer ce sel, & que l'on nomme ordinairement *mines d'alun*, en deux espèces; celles qui le contiennent tout formé, & celles qui n'en contiennent que les principes. Les premières n'ont besoin que d'être lessivées pour fournir leur alun; telle est la terre qui se trouve à la Solfatare, telle est aussi celle d'Auvergne dont j'ai parlé. A la Solfatare on met cette terre avec de l'eau dans des chaudières de plomb enfoncées dans le sol. La chaleur naturelle du sol favorise la dissolution & la cristallisation de l'alun; on le purifie par une seconde cristallisation. On pourroit lessiver ainsi les terres de l'Auvergne, &c. évaporer l'eau dans des chaudières de plomb, & faire cristalliser l'alun.

Quant aux substances naturelles qui ne contiennent que les principes du sulfate d'alumine, & qui sont beaucoup plus communes que les premières, elles demandent une préparation préliminaire avant de fournir ce sel neutre; il faut les calciner ou les exposer à l'air, suivant leur nature. Les schistes alumineux demandent à être calcinés, afin de brûler le bitume qui les colore, & de décomposer les pyrites qui doivent

fournir l'alun. Bergman s'est assuré qu'avant d'avoir été calciné, ce schiste ne donne pas un atôme d'alun, lorsqu'on le lave avec de l'eau. L'exposition à l'air fait le même effet sur les pyrites pures que l'on arrose d'eau. La décomposition spontanée de ces substances produit de l'acide sulfurique qui se porte sur l'argile & forme de l'alun. On lessive ces pyrites effleurées, on laisse déposer à plusieurs reprises le fer que contient la lessive, on la fait évaporer & on la met cristalliser dans des tonneaux. Le sel se dépose en gros cristaux. On emploie souvent une forte lessive des savoniers pour faciliter la cristallisation de l'alun. Tel est le procédé qu'on suit dans plusieurs manufactures ; mais ces aluns retirés des pyrites contiennent toujours plus ou moins de fer ; celui que l'on retire des pierres où il existe tout formé, est toujours plus pur, comme l'alun de Rome. L'alun qu'on fabrique en combinant directement l'acide sulfurique avec les argiles est souvent mêlé d'une certaine quantité de fer, parce que les argiles colorées qu'on emploie pour cette préparation sont chargées de ce métal.

Le sulfate d'alumine sous la forme régulière, est un octaèdre parfait formé de deux pyramides tétraèdres jointes base à base. Cette forme varie beaucoup suivant les circonstances de la

cristallisation; l'octaèdre est plus ou moins tronqué, irrégulier, aigu, aplati. Les angles sont plus ou moins complets, coupés, les cristaux sont souvent réunis & comme emboîtés les uns dans les autres par leurs pyramides. M. Romé de Lille a décrit avec beaucoup de soin toutes ces variétés dans la nouvelle édition de sa Cristallographie.

Ce sel se liquéfie à une chaleur douce; il exhale des vapeurs aqueuses très-abondantes: il se boursouffle beaucoup, & il offre une masse très-volumineuse, légère, d'un blanc mat, & remplie de beaucoup de cavités. Ce phénomène est dû, comme dans le borate, au dégagement de l'eau, dont les bulles soulèvent peu-à-peu & étendent les molécules salines. L'alun dans cet état prend le nom d'alun calciné; il a perdu à-peu-près la moitié de son poids; il est un peu altéré, il rougit le sirop de violettes; sa saveur est beaucoup plus considérable, & il semble que son acide se soit développé. Si on le dissout dans l'eau, il s'en précipite un peu de terre; on peut le faire cristalliser, mais il ne se boursouffle presque plus lorsqu'on le calcine de nouveau, suivant l'observation de M. Baumé. Si on calcine de l'alun dans un appareil distillatoire, on obtient du phlegme qui sur la fin devient acide; mais on ne peut pas le

décomposer entièrement, puisque Geoffroy l'a tenu dans une cornue à un feu extrême, pendant trois jours & trois nuits, sans qu'il ait subi d'altération bien remarquable. Cependant je pense qu'on n'a point encore examiné convenablement les changemens que l'alun éprouve de la part d'un feu long-tems soutenu.

Le sulfate d'alumine s'effleurit légèrement à l'air, & perd l'eau de sa cristallisation. Ce sel n'est que peu dissoluble dans l'eau froide, puisque deux livres de ce fluide ne peuvent dissoudre que quatorze gros d'alun, suivant M. Baumé; mais l'eau bouillante en dissout plus de la moitié de son poids. Huit onces de ce fluide dans cet état peuvent tenir en dissolution cinq onces de ce sel. Il se cristallise très-bien par refroidissement. Ses cristaux paroissent être des espèces de pyramides triangulaires dont les angles sont tronqués, mais qui ne sont que des portions d'octaèdres. Lorsqu'ils se déposent sur des fils au milieu de la dissolution, ils forment alors des octaèdres très-réguliers, dont les pyramides précédentes ne sont qu'une moitié coupée obliquement.

La terre filicée ne fait éprouver aucun changement notable au sulfate d'alumine. Ce sel peut s'unir à une plus grande quantité d'alumine qu'il n'en contient dans son état ordinaire. Il

prend dans cette union les caractères de l'argile commune, suivant les recherches de M. Baumé. Pour saturer l'alun de sa terre, on fait bouillir une dissolution de ce sel avec de l'alumine bien pure; on continue de chauffer ce mélange jusqu'à ce qu'il ait perdu la saveur styptique. La combinaison bien faite n'a plus qu'une saveur fade, douceâtre & terreuse. M. Baumé a observé qu'en la faisant évaporer, on en obtenoit des paillettes semblables au mica. M. le duc de Chaulnes ayant laissé long-tems exposée à l'air une lessive de ce sel saturé de sa terre, y trouva au bout de quelques mois des cristaux cubiques très-réguliers. M. le Blanc a également obtenu ces cristaux cubiques à volonté. Il paroît qu'on ne peut plus faire repasser l'alun saturé de sa terre à l'état de véritable alun, comme il étoit auparavant.

Le sulfate d'alumine peut être décomposé par la baryte & par la magnésie, qui ont plus d'affinité avec l'acide sulfurique que n'en a l'alumine. Il résulte du sulfate barytique ou magnésien de ces décompositions.

L'eau de chaux versée dans une dissolution de ce sel neutre, en précipite la terre. Les alkalis fixes, ainsi que l'ammoniaque, ont aussi la propriété de décomposer l'alun. Les carbonates de potasse, de soude, d'ammo-

niaque, de chaux & de magnésie en séparent aussi l'alumine qui retient une portion de l'acide carbonique, si la précipitation se fait à froid; mais j'ai observé qu'en prenant une dissolution d'alun, ainsi que des dissolutions des carbonates alcalins chaudes, & en mêlant les liqueurs, la précipitation est accompagnée d'une effervescence produite par le dégagement de l'acide carbonique.

L'alumine précipitée par ces différentes substances, est floconneuse, elle se dépose peu-à-peu; desséchée doucement, elle est très-blanche, elle décrépite au feu comme les argiles; la chaleur forte lui donne une dureté considérable; son volume est en même-tems fort diminué, & elle prend beaucoup de retraite; elle n'est point fusible, même au plus grand feu, telle que celui de la lentille du jardin de l'Infante. Elle retient les dernières portions d'eau avec une si grande force, qu'il faut un feu de la dernière violence pour l'en priver. Elle se délaye dans l'eau, & forme une pâte qui a du liant, & qui se cuit au feu en une porcelaine d'excellente qualité. L'alumine a donc tous les caractères des terres argileuses, & c'est l'argile la plus pure que l'on puisse se procurer, ainsi que l'a annoncé Macquer.

On ne connoît pas bien l'action de la baryre,

de la magnésie, de la chaux & des alkalis purs sur l'alumine. Il est vraisemblable que ces substances, sur-tout les dernières, la mettroient à l'aide du feu, dans l'état d'une fritte vitreuse. M. Achard a fait une suite d'expériences qui prouvent cette assertion. La couleur, la transparence, la dureté & toutes les propriétés de ces espèces de verres, varient suivant les proportions relatives des substances que l'on mêle pour les obtenir, comme on l'apprend dans la dissertation du chimiste de Berlin déjà cité.

L'acide sulfurique dissout facilement l'alumine lorsqu'elle est fraîche & humide; il ne la dissout qu'avec peine quand elle est sèche. Cette dissolution faite à la dose de plusieurs onces, donne des cristaux d'alun mêlé de quelques paillettes ou écailles semblables à celles du mica. M. Baumé ajoute même que si on fait cette expérience en petit, on n'obtient presque que de ces dernières & point d'alun. Les autres acides dissolvent aussi cette terre, & forment avec elle des sels peu connus, dont nous parlerons dans les articles suivans.

On ne fait pas quelle seroit l'action de la terre alumineuse sur les sels neutres. Mais la propriété la plus singulière qu'elle présente, c'est celle de se combiner par excès au sulfate d'alumine, &

de lui donner des caractères nouveaux , comme nous l'avons déjà fait observer plus haut. M. Baumé, à qui appartient cette découverte, a fait bouillir une dissolution d'alun avec de la terre précipitée de ce sel par les alkalis fixes ; cette liqueur a dissous la terre avec effervescence. Filtrée, elle n'avoit plus la saveur de l'alun, mais celle d'une eau dure ; elle ne rougissoit point la teinture de tournesol , & elle verdissoit le sirop de violettes. Par une évaporation spontanée, elle a fourni quelques cristaux en écailles douces au toucher, semblables au mica ; M. Baumé les compare à la sélénite ou sulfate de chaux. Il n'est pas aisé de réformer de l'alun en ajoutant de l'acide vitriolique à ce sel déjà saturé de sa terre ; le mélange est alors acide sans stipticité. Cependant par une évaporation spontanée de trois mois, la dissolution a donné des cristaux d'alun, mêlés avec quelques paillettes micacées, semblables à celles que fournit l'alun saturé de sa terre. Tel est le précis des travaux de MM. Macquer & Baumé sur la terre alumineuse.

L'alun traité au feu avec les matières combustibles, forme une substance qui s'enflamme à l'air, & qu'on appelle *pyrophore de Homberg*. Ce chimiste qui l'a fait connoître en 1711, travailloit sur la matière fécale humaine, pour

en tirer une huile blanche qui devoit fixer le mercure en argent fin. Ce travail fut l'origine de plusieurs découvertes. Un résidu de cette matière animale, distillée avec de l'alun, prit feu à l'air. Homberg répéta plusieurs fois ce procédé, qui lui réussit constamment. Lémery le cadet a publié en 1714 & 1715 deux Mémoires, dans lesquels il a annoncé qu'on pouvoit faire du pyrophore avec un grand nombre de matières végétales & animales, traitées par l'alun. Mais il n'a pas réussi à en former avec plusieurs autres sels sulfuriques. Ces deux chimistes, qui regardoient l'alun comme une combinaison d'acide sulfurique & de terre calcaire, pensoient que cette dernière, réduite à l'état de chaux, attiroit l'humidité de l'air, & enflammoit par la chaleur qui s'excitoit dans le mélange, le soufre qu'ils savoient s'y former.

Depuis ces chimistes, le Jay de Suigny, docteur en médecine, a donné sur le pyrophore un très-bon Mémoire imprimé parmi ceux du troisième volume des Savans Etrangers. Il y détaille un grand nombre d'expériences par lesquelles il est parvenu à faire du pyrophore, non-seulement avec l'alun & différentes matières combustibles, comme l'avoit fait Lémery, mais encore avec la plupart des sels qui contiennent l'acide sulfurique. Ce médecin

a aussi donné sur l'inflammation du pyrophore exposé à l'air, une théorie qui a été adoptée par tous les chimistes jusqu'à ces derniers tems. Il pense que le pyrophore contient de l'*huile de vitriol glaciale* qui, attirant l'humidité de l'air & s'échauffant fortement, allume le soufre & produit l'inflammation spontanée.

Pour préparer le pyrophore, on fait fondre dans une poêle de fer trois parties d'alun avec une partie de sucre, de miel ou de farine; on dessèche ce mélange jusqu'à ce qu'il soit noirâtre, & qu'il ne se boursouffle plus; on le concasse; on le met dans un matras ou dans une fiole lutée avec de la terre, on place ce vaisseau dans un creuset avec du sable; on le chauffe jusqu'à ce qu'il sorte du col de la fiole une flamme bleuâtre; & lorsqu'elle a brûlé pendant quelques minutes, on retire le creuset du feu; on le laisse refroidir, & on verse le pyrophore qu'il contient dans un flacon bien sec & qui bouche exactement. Si l'on expose ce pyrophore à l'air, il s'enflamme d'autant plus vite que l'atmosphère est plus humide. On accélère sa combustion en dirigeant à sa surface une vapeur humide, comme celle de l'haleine. Il ne faut pas chauffer trop long-tems le pyrophore, sans cela il ne prend plus feu à l'air. Il se charge peu-à-peu d'humidité, lors-

qu'il est dans un vaisseau mal bouché ; il perd sa combustibilité, mais on peut la lui rendre en le calcinant de nouveau avec les précautions indiquées.

Telles étoient les connoissances que l'on avoit sur le pyrophore avant M. Proust, qui a donné d'utiles recherches sur cette matière dans le Journal de Médecine, juillet 1778. Ce chimiste ayant eu occasion de trouver dans ses expériences un grand nombre de résidus pyrophoriques, dans lesquels on ne pouvoit pas soupçonner l'existence de l'acide sulfurique, a cru que cet acide n'est pas la cause de l'inflammation spontanée du pyrophore ; il a prouvé par une expérience bien simple qu'en effet cette substance combustible n'en contient pas un atôme de libre, puisqu'en versant de l'eau sur le pyrophore, il ne se produit point de chaleur. Il paroît d'après le dénombrement des différens pyrophores qu'il a obtenus, que toutes les substances qui laissent après leur décomposition un résidu charbonneux, divisé par une terre ou par un oxide métallique, sont susceptibles de s'enflammer à l'air. Mais on ne peut disconvenir que la partie de son travail que M. Proust a fait connoître, n'indique point encore la cause de l'inflammation du pyrophore de Homberg, qui, suivant lui, diffère de ceux

qu'il a observés ; & en effet, son Mémoire n'apprend rien sur la composition de la substance qui nous occupe.

M. Bewly, chirurgien anglois, dans une lettre écrite à M. Priestley, attribue l'inflammation du pyrophore à ce qu'il contient une substance capable d'attirer l'acide nitrique de l'atmosphère. Il est fondé dans cette opinion, parce qu'il a découvert que l'esprit de nitre enflamme sur-le-champ un pyrophore qui n'a pas été assez calciné, ou qui s'est chargé d'humidité. Mais il n'est pas démontré d'une part, que l'acide nitrique soit contenu en nature dans l'atmosphère ; & d'une autre part, M. Proust a découvert que l'inflammation du pyrophore par l'esprit de nitre, est due au charbon contenu dans cette substance, puisque cet acide détone avec toutes les matières charbonneuses bien sèches & très-divisées, comme nous le dirons plus en détail à l'article du charbon. L'explication de M. Bewly n'est donc pas plus satisfaisante que celle des chimistes qui l'ont précédé.

La seule manière de découvrir la cause de ce phénomène, est de bien connoître la nature chimique du pyrophore de Homberg ; il paroît qu'elle contient la terre de l'alun, une matière charbonneuse très-divisée, fournie par le miel, le sucre, &c. un peu de potasse, & du soufre

uni

uni en partie à la terre de l'alun, & en partie à l'alkali. En chauffant fortement du pyrophore dans un appareil pneumatique-chimique, on en retire une grande quantité de gaz hydrogène sulfuré, ou *hépatique*. Lorsqu'il n'en fournit plus, il ne s'enflamme plus à l'air. Si l'on plonge du pyrophore dans l'air vital, il brûle rapidement avec une flamme rouge très-brillante. En le lavant avec de l'eau chaude, on en retire un véritable sulfure d'alumine, & il ne reste plus sur le filtre que la matière charbonneuse & un peu d'alumine. Le pyrophore est alors décomposé. Lorsque le pyrophore a cessé de brûler, il a augmenté de poids à cause de la portion d'oxygène qu'il a absorbée. Sa lessive fournit alors du sulfate d'alumine, parce que le soufre brûlé par l'action de l'air forme de l'acide sulfurique qui s'unit à la terre alumineuse; mais ce sel est de l'alun saturé de sa terre.

On a donné dans le Journal de Physique, Novembre 1780, des observations sur le pyrophore, dans lesquelles on annonce, 1°. que cette substance doit sa combustibilité à une certaine quantité de phosphore formé par l'acide des matières muqueuses; 2°. que la distillation du pyrophore fournit par once cinq à sept grains de phosphore; 3°. que l'on peut en faire sur-le-champ en triturant dans un mortier de fer

cinquante-quatre grains de fleurs de soufre, trente-six de charbon de saule bien sec & trois grains de phosphore ordinaire. Les détails de cette analyse ne répondent pas exactement aux inductions qu'on en tire, puisqu'il n'y est pas démontré qu'on en ait retiré du véritable phosphore. Au reste, ce mémoire offre plusieurs faits intéressans, & qui seront utiles aux chimistes qui voudront entreprendre une analyse suivie du pyrophore.

L'alun est d'un usage très-étendu. On l'emploie en médecine comme astringent; mais il demande beaucoup de précautions pour être administré à l'intérieur. On s'en sert plus souvent à l'extérieur, comme d'un styptique & d'un dessiccatif puissant. Il entre dans les collyres, les gargarismes, les emplâtres, &c.

L'alun est une des matières salines les plus utiles dans les arts. Les chandeliers le mélangent au suif pour le rendre plus ferme. Les imprimeurs frottent leurs balles avec l'alun calciné, pour leur faire prendre l'encre. Le bois, imprégné d'une dissolution d'alun, ne brûle qu'avec peine; c'est d'après cela qu'on a proposé ce moyen pour garantir les édifices des incendies; on a le même avantage pour le papier; mais celui-ci jaunit & s'altère assez promptement.

Les blanchisseuses jettent un peu d'alun dans

L'eau trouble pour l'éclaircir. M. Baumé croit que ce sel se charge d'une partie de la terre suspendue dans ce fluide, & se précipite avec elle, en formant un composé insoluble. Quelques personnes se servent de ce moyen pour purifier & rendre claire l'eau que l'on veut boire. On s'en sert pour préparer les cuirs, pour imprégner les papiers & les toiles que l'on veut colorer à l'aide de l'impression.

Une dissolution d'alun retarde la putréfaction des substances animales. C'est un moyen très-bon & très-économique pour conserver les productions naturelles que l'on envoie des pays étrangers. La terre d'alun fait la base des pastels, & elle leur donne du corps; enfin ce sel est l'ame de la teinture, comme le dit Macquer. Il augmente l'éclat & l'intensité des couleurs; il donne de la solidité aux parties colorantes extractives, qui sans lui ne seroient point durables & s'enleveroient par l'eau. Cette dernière action de l'alun sur les matières colorantes végétales, sera examinée dans l'histoire de ces matières on y verra que c'est en changeant leur nature, en les décomposant, & en les rendant insolubles dans l'eau, que l'alun leur fait prendre de la solidité.

Sorte II. NITRATE ALUMINEUX.

M. Baumé dit que l'acide nitrique dissout complètement la terre de l'alun. Cette dissolution est limpide & beaucoup plus astringente que celle de l'alun. Elle donne par une évaporation spontanée des petits cristaux pyramidaux, très-süptiques, qui sont déliquesçens.

On n'a point encore examiné les autres propriétés de ce sel ; on fait seulement qu'il est décomposable par les mêmes intermèdes que l'alun. On ne l'a point encore trouvé dans la nature, & il est toujours un produit de l'art.

Sorte III. MURIATE ALUMINEUX.

L'acide muriatique dissout mieux la terre alumineuse que ne le fait l'acide nitrique. Cette dissolution saturée est gélatineuse ; on ne peut la filtrer qu'en l'étendant dans beaucoup d'eau. La saveur du muriate alumineux est salée & süptique ; il rougit le sirop de violettes, & le verdit ensuite. Il donne par une évaporation spontanée des cristaux très-süptiques, dont on n'a point examiné la forme : l'eau de chaux le décompose. Le muriate alumineux est déliquesçent ; il a toujours été jusqu'à présent un produit de l'art. On ne connoît point ses autres propriétés.

Sorte IV. BORATE ALUMINEUX.

On n'a point encore examiné la combinaison de l'acide boracique avec l'alumine, que nous appelons borate alumineux. On sait que si l'on verse une dissolution de borate de soude dans une dissolution de sulfate alumineux, il se forme un précipité léger & floconneux. L'acide sulfurique quitte l'alumine pour s'unir à la soude. Cette terre se combine avec l'acide boracique, qui se sépare en même-tems; & ce nouveau sel se redissout peu-à-peu. Cette liqueur précipite ensuite par l'alkali fixe, & elle donne par l'évaporation une masse visqueuse & astringente, dans laquelle le sulfate de soude & le borate alumineux sont confondus. Cette espèce de borate est décomposable par les mêmes intermédiaires que l'alun; au reste on n'en a point examiné avec assez de soin les propriétés.

Sorte V. FLUATE ALUMINEUX.

Nous désignons par ce nom la combinaison d'acide fluorique avec l'alumine. Ce sel neutre n'est point connu, & on ne l'a point du tout examiné. MM. Schéele, Boullanger & Bergman n'ont rien dit sur cette combinaison.

Sorte VI. CARBONATE ALUMINEUX.

L'union de l'acide carbonique avec l'alumine

n'a été encore que peu examinée. Il est cependant certain que cet acide se combine avec une portion de terre alumineuse, puisque, 1°. suivant la remarque de Bergman, lorsqu'on précipite une dissolution d'alun par les carbonates alkalis, la liqueur filtrée laisse déposer au bout de quelque tems un peu de terre, qui y étoit tenue en dissolution par l'acide carbonique, & qui s'en sépare à mesure que ce dernier se dissipe; 2°. cette précipitation faite à froid ne présente point d'effervescence, & une portion de l'acide carbonique qui se sépare de l'alkali, paroît se porter sur l'alumine, tandis qu'une autre portion se dissout dans la liqueur.

D'ailleurs il est reconnu aujourd'hui d'après l'analyse de plusieurs terres argileuses faites par quelques chimistes modernes, qu'elles contiennent de l'acide carbonique, puisqu'elles font une effervescence plus ou moins marquée, lorsqu'on les dissout dans les acides sulfurique & muriatique.



CHAPITRE X.

Genre VI. *SELS NEUTRES BARYTIQUES,* *OU A BASE DE BARYTE.*

LA baryte forme avec les acides des sels neutres différens de tous ceux que nous avons examinés jusqu'ici, non-seulement par leur forme, leur saveur, leur solubilité, mais encore par les loix qu'ils suivent dans leur décomposition. La base terreo-alkaline qui les constitue a plus d'affinité avec les acides que n'en ont les trois alkalis & les autres terres; il faut que ces substances alkales soient unies à l'acide carbonique pour pouvoir séparer cette base & décomposer les sels barytiques. Ces sels sont au nombre de six, savoir, le sulfate barytique ou spath pesant, le nitrate barytique, le muriate barytique, le borate barytique, le fluat barytique & le carbonate barytique. A ces six sels il faut ajouter les combinaisons de la baryte avec les acides tungstique, arsénique, molybdique, & succinique; mais ceux-ci étant bien moins connus, nous n'en parlerons que dans l'histoire particulière de ces quatre acides.

Sorte I. SULFATE BARYTIQUE OU SPATH PESANT.

Le *spath pesant*, regardé jusqu'à présent comme une pierre par les naturalistes, parce qu'il n'a ni saveur, ni dissolubilité, est le résultat de la combinaison de l'acide sulfurique avec la baryte, & doit porter le nom de *sulfate barytique*. Ce sel terreux a souvent été confondu avec le *spath fluor* ou fluaté calcaire par beaucoup de naturalistes; & en effet, il a la même cassure, & ne fait pas plus d'effervescence que lui avec les acides. Mais sa forme, son peu de transparence, & sur-tout sa pesanteur extrême, le font assez facilement distinguer. Un seul caractère chimique suffit encore pour le faire reconnoître. Si on verse un peu d'acide sulfurique sur ce spath réduit en poudre, cet acide le mouille sans en dégager aucune vapeur, ni aucune odeur; tandis que le fluaté calcaire ou spath-fluor, traité de même, exhale peu-à-peu un gaz d'une odeur piquante, qui forme une fumée blanche dès qu'il est en contact avec l'air, & que l'on reconnoît bientôt pour l'acide fluorique. D'autres naturalistes l'ont confondu avec le *spath séléniteux*, mais celui-ci n'a ni la même forme, ni la même insolubilité, & il est décomposé par les alkalis fixes purs ou caustiques, tandis que le spath pesant n'éprouve point d'altération de la part de ces sels.

Le sulfate barytique se trouve en grande quantité dans la nature ; il accompagne le plus souvent les mines métalliques ; il est , ou cristallisé , ou en masses informes , mais toujours disposé par couches plus ou moins épaisses , & plus ou moins étendues. Il est d'une dureté assez considérable , quoiqu'il n'étincèle pas sous le briquet. Ses principales variétés sont les suivantes.

Variétés.

1. Sulfate barytique ou *spath pesant* blanc , demi-transparent , cristallisé , en prismes à six faces , deux très - larges , quatre très-petites , terminés par des sommets dièdres. Ces cristaux sont placés obliquement sur des masses de même nature. Ils ressemblent à des plaques quarrées allongées , dont les quatre bords auroient été taillés en biseau à chaque face. Ils sont souvent recouverts de cristaux rhomboïdaux jaunâtres. On l'appelle comme le suivant , *spath pesant en tables*.
2. Sulfate barytique , ou *spath pesant* d'un blanc laiteux en tables sans biseaux. Il n'est pas cristallisé régulièrement , mais il est formé de couches assez épaisses , posées les unes sur les autres. Il est souvent incrusté d'une poussière rouge de mine d'argent rougeâtre ou de *pyrites*.

Variétés.

3. Sulfate barytique ou *spath pesant* arrondi & demi-chatoyant; pierre de Boulogne. Elle est formée de plusieurs filets convergens, qui se réunissent en lames appliquées les unes sur les autres. C'est cette variété qui est la plus connue; à cause de sa propriété phosphorique. Elle a manifestement été roulée par les eaux.

4. Sulfate barytique ou *spath pesant* octaèdre. Il a la cristallisation de l'alun; les sommets des pyramides sont souvent tronqués, ce qui forme un décaèdre. Il présente aussi plusieurs autres variétés suivant l'allongement ou la troncature de ses angles.

5. Sulfate barytique ou *spath pesant* dodécaèdre. Il a la forme de certains grenats & de quelques pyrites. Il est plus rare que le précédent.

6. Sulfate barytique ou *spath pesant* pyramidal. Cette variété, ainsi que la précédente, est indiquée dans le tableau de M. Daubenton.

J'avois regardé comme une variété de *spath pesant* celui qu'on appelle *spath perlé*, & qui avoit été placé autrefois parmi les *spath sélé-*

niteux comme la plupart des précédentes. Ce spath est formé de petites écailles rhombéales souvent brillantes, qui se recouvrent obliquement les unes les autres. Il est opaque, brillant, comme micacé & semé sur du spath calcaire, sur du quartz ou sur la première variété que nous avons décrite. Il est coloré en jaune ou en vert sale; quelquefois il est d'un blanc argentin. C'est un vrai *spath calcaire* suivant M. l'abbé Haüy.

Margraf, qui a examiné plusieurs variétés de sulfate barytique, telles que la pierre de Boulogne & le spath pesant blanc opaque, avoit cru le reconnoître pour une espèce de *sélénite* ou sulfate calcaire, mêlée avec un peu d'argile, qui la rendoit insoluble; mais MM. Gahn, Schéele & Bergman y ont trouvé la terre particulière, que nous avons appelée *baryte*. M. Monnet y avoit aussi reconnu une base différente de la terre calcaire par les sels qu'elle forme avec les acides; mais ce chimiste y admet le soufre tout formé, & regarde le *spath pesant* comme un *foie de soufre* terreux cristallisé.

Le sulfate barytique se fond à une chaleur violente, telle que celle des fours de porcelaine, &c. il donne un verre plus ou moins coloré. Exposé à une chaleur foible, il n'est nullement altéré. Si on le porte dans l'obscurité,

lorsqu'il a été chauffé un peu fortement, il présente une lumière bleuâtre très-vive. Lemery rapporte qu'un cordonnier d'Italie appelé Vincenzo Casciarolo découvrit le premier la propriété phosphorique de la pierre de Boulogne. Cet homme ramassa au bas du mont Paterno cette pierre dont le brillant & la pesanteur lui avoient fait penser qu'elle contenoit de l'argent; l'ayant exposée au feu, pour essayer sans doute d'y reconnoître quelques traces de ce précieux métal, il remarqua qu'elle étoit lumineuse dans l'obscurité; cette découverte attira son attention, & l'expérience répétée plusieurs fois lui réussit constamment. Beaucoup de physiciens & de chimistes se sont successivement occupés de ce phénomène, & ont varié de toutes les manières la calcination de la pierre de Boulogne; les ouvrages de la Poterie, de Montalban, de Mentzel, de Lemery, les Mémoires de Homberg, de Dufay, de Margraf contiennent plusieurs procédés pour cette opération.

On fait aujourd'hui que cette propriété est commune à toutes les variétés de sulfate barytique. Il suffit de les faire rougir dans un creuset, de les réduire en poudre dans un mortier de verre, d'en faire une pâte avec un peu de mucilage de gomme adragant, d'en former des gâteaux minces comme des lames de couteau;

on fait sécher ensuite ces gâteaux, & on les calcine fortement en les mettant au milieu des charbons dans un fourneau qui tire bien ; on ne les en retire que lorsque le charbon est consumé & le fourneau refroidi ; on les nettoie par le moyen d'un soufflet, on les expose à la lumière pendant quelques minutes, & en les portant dans un lieu obscur, on les voit briller comme un charbon ardent. Ces gâteaux luisent même dans l'eau ; ils perdent peu-à-peu cette propriété, & on la leur rend en les chauffant de nouveau. Mais beaucoup d'autres substances présentent le même phénomène ; la magnésie, la craie, le sulfate, & le fluat calcaire, &c. deviennent lumineux après avoir été chauffés. Macquer a reconnu la même propriété dans la terre de l'alun, le sulfate de potasse, la craie de Briançon, la pierre à fusil noire calcinée, ce qui prouve que la présence d'un acide n'est pas absolument nécessaire pour la production de ce phénomène, quoiqu'elle paroisse contribuer pour quelque chose à son intensité.

Le sulfate barytique chauffé dans une cornue, n'a rien donné à Margraf. Ce savant a observé que ce spath n'étoit nullement altéré par cette opération.

Ce sel est parfaitement insoluble dans l'eau ; les matières terreuses & salino-terreuses n'ont

aucune action sur lui. Les alkalis fixes purs ne peuvent le décomposer ; & c'est-là la propriété la plus singulière qu'il présente. En effet, les autres matières terreuses & salino-terreuses ont moins d'affinité avec l'acide sulfurique, que n'en ont les alkalis fixes. La baryte, au contraire, a plus d'affinité que ces sels avec ces acides. Aussi nous avons fait observer, d'après Bergman, que cette terre décomposoit les sulfates de potasse & de soude. Il en est de même de l'ammoniaque.

Les acides minéraux n'ont point d'action sur le sulfate barytique, parce que l'acide sulfurique est le plus adhérent de tous à la terre qui sert de base à ce sel. Les sels neutres ne l'altèrent pas davantage, si l'on en excepte les carbonates de potasse & de soude. Ces deux substances salines décomposent le *spath pesant* à l'aide des affinités doubles. La baryte est séparée de l'acide sulfurique, parce qu'elle est attirée par l'acide carbonique, en même-tems que l'un ou l'autre des alkalis fixes se porte sur le premier acide. Pour opérer cette décomposition, on fait fortement chauffer dans un creuset un mélange de deux parties de carbonate de potasse, & d'une partie de sulfate barytique réduit en poudre. On lessive cette matière, qui est à demi-vitrifiée, dans l'eau distillée ; on filtre

la liqueur, & on en obtient par l'évaporation du sulfate de potasse. La substance restée sur le filtre est le carbonate de baryte; on le lave à grande eau pour le bien dessaler, & il est sous la forme d'une matière pulvérulente très-blanche & très-fine, mais ordinairement impure, parce qu'il contient presque toujours une portion de sulfate barytique qui a échappé à la décomposition.

Les substances combustibles ayant la propriété de décomposer ce sel terreux, peuvent aussi être employées pour en obtenir la base. Lorsqu'on expose au feu, dans un creuset, ce sel pulvérisé avec un huitième de son poids de charbon en poudre, & lorsqu'on fait rougir le creuset pendant deux ou trois heures, la matière versée dans de l'eau distillée, donne sur-le-champ à ce fluide une couleur jaune rougeâtre, & tous les caractères d'une dissolution de sulfure terreux. En effet, le charbon ayant enlevé l'oxygène à l'acide sulfurique, le soufre mis à nud par cette décomposition s'unit à la baryte qui le réduit dans l'état de sulfure ou d'*hépar*. On précipite la dissolution de ce sulfure à l'aide d'un acide; on choisit l'acide muriatique parce qu'il forme avec cette terre, un sel soluble, tandis que l'acide sulfurique reformeroit du sulfate barytique qui est insoluble;

on filtre la liqueur décomposée par l'acide ; le soufre séparé par cet acide reste sur le filtre, & l'eau filtrée tient en dissolution du muriate barytique. On le décompose par une dissolution de carbonate de potasse ; & la baryte se précipite unie à l'acide carbonique, dont on peut la séparer par la calcination, comme nous le dirons dans un autre article. Ce procédé que j'ai exécuté un grand nombre de fois, ne fournit que très-peu de baryte, & l'on ne trouve sur le filtre de la précipitation de l'hépar par l'acide muriatique que quelques atomes de soufre, si l'on ne fait pas chauffer très-fortement le mélange. Pour aider la décomposition de ce sel terreux, Bergman & Schéele ont prescrit d'ajouter au mélange de sulfate barytique & de charbon un quart environ de *sel fixe de tartre*. Alors on sépare plus facilement le soufre & la baryte ; ce qui dépend de la fusion plus complète opérée par l'alkali fixe.

On voit, d'après les deux procédés par lesquels on décompose le sulfate barytique, ainsi que d'après l'examen de toutes les propriétés de ce sel, combien la terre ou la substance salino-terreuse qui en fait la base, diffère de celles que nous connoissons, savoir, de l'alumine, de la chaux & de la magnésie.

Le sulfate barytique n'est absolument d'aucun
usage

usage dans les arts : on en prépare des gâteaux phosphoriques, & on en extrait la baryte pour l'usage des laboratoires de chimie.

Sorte II. NITRATE BARYTIQUE.

L'acide nitrique s'unit facilement à la baryte ; il résulte de cette combinaison un sel neutre, qui donne ou de gros cristaux hexagones, ou de petits cristaux irréguliers, suivant M. d'Arctet : on ne l'obtient cristallisé qu'avec assez de difficultés.

Le nitrate barytique se décompose au feu, & il donne de l'air vital.

Il attire l'humidité de l'air ; & cependant il lui faut une assez grande quantité d'eau pour être tenu en dissolution.

Les alkalis purs ne le décomposent point non plus que le sable, l'alumine, la chaux & la magnésie.

L'acide sulfurique versé dans la dissolution du nitrate barytique en précipite sur-le champ du sulfate de baryte. L'acide fluorique s'empare aussi de sa base.

Les carbonates alcalins le décomposent par une double affinité.

Ce sel n'est encore que très-peu connu.

Sorte III. MURIATE BARYTIQUE.

Ce sel a été aussi peu examiné que le précé-

dent. Bergman dit qu'il est susceptible de cristalliser, & qu'il ne se dissout que difficilement ; on l'obtient en effet sous la forme de cristaux quarrés & allongés assez semblables à ceux du spath pesant en tables.

Le sable, l'alumine, la chaux, la magnésie & les alkalis caustiques ou purs n'ont nulle action sur ce sel, & n'en séparent point les principes.

Les acides sulfurique & fluorique décomposent ce sel, en s'emparant de sa base.

Les carbonates de potasse & de soude en précipitent la baryte unie à l'acide carbonique.

Bergman met le muriate barytique au nombre des réactifs les plus sensibles ; & il le propose pour reconnoître la plus petite quantité possible d'acide sulfurique contenu dans une eau minérale. Une ou deux gouttes de dissolution de ce sel versées dans environ trois livres d'eau chargée de douze grains de sulfate de soude en cristaux, y produisent bientôt des stries blanches de sulfate barytique, formé par la double décomposition de ces deux sels, & par le transport de l'acide sulfurique sur la baryte ; il reste du muriate de soude en dissolution dans la liqueur : tous les sels sulfuriques sont également sensibles par ce réactif qui les décompose en formant du sulfate barytique.

Sorte IV. BORATE BARYTIQUE.

On ne connoît point du tout cette combinaison de l'acide boracique avec la baryte.

Bergman assure que l'acide du borax est un de ceux qui a le moins d'affinité avec cette substance salino-terreuse, & il le place dans sa table au-dessous de la plupart des acides végétaux & animaux.

Sorte V. FLUATE BARYTIQUE.

Ce sel n'est pas plus connu que le précédent, & c'est un objet de travail absolument neuf, ainsi que beaucoup d'autres matières salines, qui n'ont point encore été examinées, & sur lesquelles la disette de faits nous a obligés d'être fort courts.

Bergman assure dans sa dissertation sur les attractions électives, que l'acide fluorique versé dans une dissolution de nitrate ou de muriate barytique, y occasionne un précipité, & que ce précipité fait effervescence avec l'acide sulfurique qui en dégage l'acide fluorique.

Cette expérience prouve que l'acide fluorique a plus d'affinité avec la baryte que les acides nitrique & muriatique, & qu'il forme avec cette substance salino-terreuse un sel beaucoup moins soluble que le nitrate & le muriate barytiques.

Sorte VI. CARBONATE BARYTIQUE.

La baryte est susceptible de s'unir à l'acide carbonique, & il en résulte une espèce de sel neutre qui présente des propriétés particulières, & qui semble avoir quelques rapports avec la craie.

On a déjà observé que c'est en raison de l'affinité de la baryte avec l'acide carbonique, que le sulfate barytique & tous les sels en général dont cette terre est la base, sont décomposés par les carbonates alcalins. Dans ces décompositions, il se précipite toujours du carbonate de baryte. On prépare encore cette espèce de sel en exposant à l'air une dissolution de cette substance salino-terreuse pure ; la surface se couvre lentement d'une pellicule qui fait effervescence avec les acides, & qui est due à cette terre chargée de l'acide carbonique de l'atmosphère, & devenue moins soluble par sa neutralisation ; ce phénomène est semblable à celui que présente l'eau de chaux, & c'est une analogie frappante qui existe entre ces deux substances salino-terreuses, quoiqu'elles diffèrent singulièrement par beaucoup d'autres propriétés.

Le carbonate barytique exposé au feu, perd son acide. Si on le chauffe dans une cornue ou

dans un matras auquel on a adapté un appareil pneumatique-chimique, on obtient cet acide sous sa forme gazeuse naturelle. Cependant on n'en sépare les dernières portions que très-difficilement & à une chaleur excessive.

Tous les acides minéraux décomposent ce sel & en dégagent l'acide carbonique ; ce qui produit l'effervescence vive qui le distingue d'avec la baryte caustique ou pure. Bergman estime que ce sel contient au quintal sept parties d'acide carbonique, soixante-cinq de baryte & huit d'eau.

L'eau ne dissout qu'à peine le carbonate barytique, mais lorsqu'elle est elle-même chargée d'acide carbonique, elle en dissout environ un mil-cinq-cent-cinquantième de son poids. On voit, d'après cela, que le carbonate barytique est moins dissoluble que la baryte pure ou caustique, puisque dans ce dernier état l'eau peut en dissoudre environ un neuf-centième, suivant les expériences de Bergman. Il se comporte donc à-peu-près comme la craie ou le carbonate de chaux, puisqu'il se précipite aussi comme ce dernier à mesure que l'acide carbonique uni à l'eau qui le tient en dissolution, s'évapore. Au reste il en diffère par un grand nombre d'autres propriétés, & sur-tout par les sels qu'il forme avec les autres acides, comme

nous l'avons démontré par l'examen de ces sels.

Le carbonate barytique n'est d'aucun usage : on l'a trouvé dans la nature.

C H A P I T R E X I.

Récapitulation sur tous les sels minéraux comparés entr'eux.

A P R È S avoir exposé les connoissances acquises jusqu'à ce jour sur les propriétés de tous les sels minéraux connus, nous croyons devoir présenter un précis de leurs principaux caractères, de leur nature comparée & de leurs attractions réciproques.

I. Les sels se reconnoissent à quatre propriétés générales, la saveur, la tendance à la combinaison, la dissolubilité & l'incombustibilité ; ces propriétés sont dans des degrés très-différens d'énergie, & ces degrés constituent des différences essentielles dans les matières salines.

II. Tous les sels peuvent être rapportés à quatre ordres ou à quatre genres principaux, savoir, 1°. les substances salino-terreuses qui joignent des propriétés terreuses aux qualités

salines; 2°. les alkalis dont les caractères consistent dans la saveur urineuse & dans la propriété de verdir plusieurs couleurs bleues végétales; 3°. les acides reconnoissables par la saveur aigre & la couleur rouge qu'ils font prendre aux matières végétales bleues; 4°. les sels moyens ou neutres qui diffèrent des précédens par moins de saveur, & sur-tout une saveur mixte salée, amère, &c. moins de dissolubilité, &c.

III. Il y a trois substances salino-terreuses, la terre pesante ou baryte, la magnésie & la chaux. On connoît assez bien leurs propriétés, mais on ignore leur composition. Aucun chimiste n'a encore pu séparer les principes de ces substances ni les reformer par des combinaisons; ainsi ces matières sont réellement simples, relativement à l'état actuel de la science; peut-être parviendra-t-on par la suite à les décomposer.

IV. On connoît trois sels alkalis; la potasse appelée aussi *alkali fixe végétal*, *alkali du tartre*; la soude nommée *alkali minéral* ou *alkali marin*; l'ammoniaque ou *alkali volatil*. Les deux premiers sont secs, solides, caustiques, fusibles, déliquesçens, &c. On ne peut les distinguer l'un de l'autre lorsqu'ils sont purs; on les distingue facilement par leurs combinaisons avec les acides. Aucune expérience n'apprend encore rien de positif sur leur composition intime;

personne n'en a séparé les principes, ou n'en a formé par des combinaisons particulières.

L'opinion des chimistes qui les regardoient comme une union de l'eau & de la terre, n'est qu'une hypothèse ingénieuse à laquelle on doit renoncer, parce qu'elle n'est appuyée sur aucun fait positif. L'ammoniaque diffère des deux premiers, parce qu'elle est sous la forme d'un fluide élastique très-odorant, très-expandible, &c. On entrevoit aujourd'hui qu'elle est composée de la base de deux gaz, de celle du gaz inflammable ou hydrogène, & de celle de la mofette atmosphérique ou de l'azote, qu'elle se décompose dans plusieurs opérations, & qu'elle se forme dans d'autres. Il paroît que les deux alkalis fixes contiennent aussi de l'azote, & que ce corps peut être regardé comme le principe alkalisant ou comme alkaligène.

V. Les acides bien connus sont au nombre de six; l'acide carbonique, l'acide muriatique, l'acide fluorique, l'acide nitrique, l'acide sulfurique & l'acide boracique; tous ont des propriétés particulières qui les distinguent; l'acide carbonique, l'acide muriatique, l'acide fluorique prennent très-facilement l'état élastique ou aériforme; il n'en est pas de même de l'acide nitrique & de l'acide sulfurique; l'acide boracique est concret & cristallin. Les acides

arsénique , molybdique & tungstique; dont nous traiterons dans une espèce de supplément, sont concrets , mais pulvérulens & sans forme cristalline.

VI. On commence à connoître la nature des acides beaucoup mieux qu'autrefois. Il est prouvé que l'hypothèse, qui les regardoit comme l'union intime de l'eau & de la terre, n'a plus rien de vraisemblable. On a démontré que la base de l'air vital ou l'oxigène entre dans leur composition ; que souvent cet oxigène y est uni avec un corps combustible , comme le charbon dans l'acide carbonique , le soufre dans l'acide sulfurique, l'azote dans l'acide nitrique ; la formation d'un grand nombre d'acides particuliers par l'action de l'acide nitrique sur des corps combustibles , confirme cette assertion sur la nécessité de l'oxigène pour constituer les acides.

VII. Les acides s'unissent sans décomposition à l'alumine , à la baryte , à la magnésie , à la chaux , aux alkalis fixes & à l'ammoniaque ; il résulte de ces combinaisons un grand nombre de sels appelés *sels composés*, *sels moyens*, *sels neutres*. On nomme bases les substances qui neutralisent les acides dans ces combinaisons salines.

VIII. Les sels moyens ou neutres ont des propriétés différentes de celles de leurs compo-

sans, on ne reconnoît plus dans la plupart les caractères de l'acide ni de la base. Cependant celle-ci paroît donner aux sels neutres quelques propriétés générales ou communes, & c'est pour cela que nous avons distingué les genres de ces sels par leurs bases.

IX. Il y a d'après ce principe six genres de sels neutres dont nous croyons devoir retracer ici l'ordre, la composition & la nomenclature.

Genre I. *S E L S N E U T R E S A B A S E*
D'ALKALIS FIXES.

Noms anciens.

Sorte I. Acide sulfurique & potasse.

SULFATE DE POTASSE.

{ *Tartre vitriolé, Sel de duobus,*
Arcanum duplicatum, Vitriol
de potasse.

Sorte II. Acide sulfurique & soude.

SULFATE DE SOUDE.

Sel de Glauber, Vitriol de soude.

Sorte III. Acide nitrique & potasse.

NITRATE DE POTASSE.

Nitre commun, Salpêtre.

Sorte IV. Acide nitrique & soude.

NITRATE DE SOUDE.

Nitre cubique, Nitre rhomboïdal.

Sorte V. Acide muriatique & potasse.

MURIATE DE POTASSE.

{ *Sel digestif, Sel fébrifuge de*
Sylvius, Sel marin régénéré.

Sorte VI. Acide muriatique & soude.

MURIATE DE SOUDE.

{ *Sel marin, Sel de mer, Sel*
commun, Sel de cuisine.

Sorte VII. Acide boracique & potasse.	Noms anciens.

BORATE DE POTASSE. *Borax végétal.*

Sorte VIII. Acide borac. & soude.

BORATE SURSATURÉ DE } Borax commun, Tincal.
 SOUDE ou BORAX.

Sorte IX. Acide fluorique & potasse.

FLUATE DE POTASSE. { *Tartre spathique.*
 { *Spalh de tartre.*

Sorte X. Acide fluorique & soude.

FLUATE DE SOUDE. Soude spathique.

Sorte XI. Acide carbonique & potasse.

CARBONATE DE POTASSE. { *Tartre crayeux.*
 Craie de potasse.

Sorte XII. Acide carbonique & soude.

CARBONATE DE SOUDE. { Soude crayeuse.
 { Craie de soude.

Genre II. *S E L S N E U T R E S*
A M M O N I A C A U X.

Sorte I. Acide sulfurique & ammoniacque.

SULFATE AMMONIACAL. { *Sel ammoniac secret de Glauber,*
Vitriol ammoniacal.

Sorte *II.* Acide nitrique & ammoniacque.

NITRATE AMMONIACAL. *Nitre ammoniacal.*

Sorte III. Acide muriatique & ammoniacque.

MURIATE AMMONIACAL. *Sel ammoniac.*

Sorte IV. Acide fluorique &
ammoniaque.

Noms anciens.

FLUATE AMMONIACAL.

Sorte V. Acide boracique &
ammoniaque.

BORATE AMMONIACAL.

Sorte VI. Acide carbonique &
ammoniaque.

CARBONATE AMMONIACAL.

Sel volatil d'Angleterre.
Alkali volatil concret.
Craie ammoniacale.

Genre III. SELS NEUTRES CALCAIRES.

Sorte I. Acide sulfurique & chaux.

SULFATE CALCAIRE.

Plâtre.
Gypse.
Sélénite.
Vitriol calcaire.

Sorte II. Acide nitrique & chaux.

NITRATE CALCAIRE.

Nitre calcaire.

Sorte III. Acide muriatique &
chaux.

MURIATE CALCAIRE.

Sel ammoniac fixe, Huile de
chaux.
Sel marin calcaire.

Sorte IV. Acide fluorique &
chaux.

FLUATE CALCAIRE.

Spath cubique, Spath vitreux,
Spath fusible ou fluor, Fluor
spathique, Chaux fluorée.

Sorte V. Acide boracique &
chaux.

BORATE CALCAIRE.

Sorte VI. Acide carbonique & chaux.

Noms anciens.

CARBONATE DE CHAUX.

{ Craie , Spash calcaire , Terra calcaire.

Genre IV. SELS NEUTRES MAGNÉSIENS.

Sorte I. Acide sulfurique & magnésie.

SULFATE MAGNÉSIEN.

{ Sel d'Epsom , de Sedlitz , Sel cathartique amer , Vitriol de magnésie.

Sorte II. Acide nitrique & magnésie.

NITRATE MAGNÉSIEN.

Sorte III. Acide muriatique & magnésie.

MURIATE MAGNÉSIEN.

Sel marin à base de magnésie.

Sorte IV. Acide fluorique & magnésie.

FLUATE MAGNÉSIEN.

Sorte V. Acide boracique & magnésie.

BORATE MAGNÉSIEN.

Sorte VI. Acide carbonique & magnésie.

CARBONATE MAGNÉSIEN.

{ Magnésie effervescente.
Magnésie douce , aérée.
Craie magnésienne.

Genre V. SELS NEUTRES ALUMINEUX.

Sorte I. Acide sulfurique & alumine.

SULFATE ALUMINEUX.

Alun , Vitriol d'argile.

Sorte II. Acide nitrique & alumine.

Noms anciens.

NITRATE ALUMINEUX.

{ Nitre argileux.
Alun nitreux.

Sorte III. Acide muriatique & alumine.

MURIATE ALUMINEUX.

{ Sel marin argileux.
Alun marin.

Sorte IV. Acide fluorique & alumine.

FLUATE ALUMINEUX.

{ Argile spathique.
Fluor argileux.

Sorte V. Acide boracique & alumine.

BORATE ALUMINEUX.

Borax argileux.

Sorte VI. Acide carbonique & alumine.

CARBONATE ALUMINEUX.

{ Argile effervescente.
Craie argileuse.

Genre VI. SELS NEUTRES A BASE DE
BARYTE, OU SELS NEUTRES
BARYTIQUES.

Sorte I. Acide sulfurique & baryte.

SULFATE BARYTIQUE.

{ Spath pesant.
Vitriol barotique.

Sorte II. Acide nitrique & baryte.

NITRATE BARYTIQUE.

{ Nitre pesant.
Nitre barotique.

Sorte III. Acide muriatique & baryte.

MURIATE BARYTIQUE.

Sel marin pesant.

Sorte IV. Acide fluorique & Noms anciens.
baryte.

FLUATE BARYTIQUE.

Sorte V. Acide boracique &
baryte.

BORATE BARYTIQUE.

{ Terre pesante aérée.
{ Terre pesante crayeuse.

Sorte VI. Acide carbonique &
baryte.

CARBONATE BARYTIQUE. Craie barotique.

X. On pourra joindre à ces sels ceux qui sont formés par les acides arsénique, molybdique, tunstique & succinique, en appelant les premiers ARSENIATES DE POTASSE, DE SOUDE, &c. les seconds, MOLYBDATES DE POTASSE, DE SOUDE, AMMONIACAL, CALCAIRE, &c. les troisièmes, TUNSTATES DE POTASSE, DE SOUDE, DE CHAUX, &c. les quatrièmes, SUCCINATES DE POTASSE, DE MAGNÉSIE, D'ALUMINE, &c. Nous traiterons de ces quatre genres de sels neutres dans l'histoire des substances métalliques & bitumineuses.

XI. Chaque sel en particulier, soit simple, soit neutre ou moyen, a des caractères distinctifs qui le font différer de tous les autres & à l'aide desquels on peut le reconnoître. Ces caractères consistent dans leur saveur, leur forme, leur altérabilité par le feu, par l'air, par les terres & par les diverses substances

salines. On ne peut apprendre à les bien distinguer qu'en étudiant avec soin toutes leurs propriétés, en les comparant entr'elles, & sur-tout en considérant celles qui contrastent les unes avec les autres.

XII. Quoique la plupart des sels simples & spécialement des sels neutres soient presque toujours un produit de l'art, la nature en présente cependant beaucoup à la surface ou à très-peu de profondeur de la terre. On n'a point encore trouvé la baryte & la magnésie pure; la chaux existe aux environs des volcans; les alkalis fixes ne sont jamais caustiques à la surface du globe, mais combinés avec des acides; l'acide carbonique est contenu dans l'atmosphère, remplit quelques cavités souterraines, & se dégage de plusieurs eaux; l'acide muriatique paroît être libre à la surface de la mer; l'acide fluorique est toujours combiné avec la chaux; l'acide nitrique se rencontre dans les environs des matières en putréfaction; l'acide sulfurique a été trouvé cristallisé par M. Baldostari dans une grotte des bains de S. Philippe en Italie, & par M. de Dolomieu dans une grotte de l'Etna. M. Vandelli a observé qu'aux environs de Sienne & de Viterbe, l'acide sulfurique dissous dans l'eau suinte à travers les pierres. L'acide sulfureux se dégage sans cesse dans les lieux

lieux volcanisés. L'acide boracique est dissous dans l'eau de plusieurs lacs de Toscane, suivant M. Hoëfer.

XIII. Parmi les quarante-deux espèces principales (1) de sels neutres dont nous avons fait l'histoire, on n'a trouvé à la surface du globe, dans les eaux ou dans les fluides des êtres organisés que les suivans, dans le genre des sels neutres parfaits ou à base d'alkalis fixes. Le sulfate de potasse dans les végétaux ; le sulfate de soude dans les eaux & dans quelques plantes ; le nître dans les sucres des végétaux & dans les terres imprégnées de matières putrides ; le muriate de potasse dans les eaux & dans les plantes marines ; le muriate de soude dans la terre, dans les eaux, dans les végétaux du bord de la mer & dans les humeurs animales ; le carbonate de potasse dans les végétaux ; le carbonate de soude en efflorescence sur la terre, sur les pierres, & dans les humeurs animales ; il y a de l'incertitude sur le borax. Le nitrate

(1) On ne parle pas ici des modifications de ces sels appelés SULFITES DE, &c. NITRITES DE, &c. MURIATES OXYGÈNES DE, &c. ni des 28 sortes formées par les acides métalliques & bitumineux ; le nombre des sels neutres seroit bien plus considérable ; d'ailleurs ceux-ci ne paroissent pas exister dans la nature.

de soude, le fluaté de potasse, le fluaté de soude, le borate de potasse, sont toujours un produit de l'art.

XIV. Parmi les sels ammoniacaux, on ne connoît tout formés dans la nature que le muriate ammoniacal aux environs des volcans, & le carbonate ammoniacal dans les matières animales pourries; le sulfate ammoniacal, le nitrate ammoniacal, le fluaté ammoniacal & le borate ammoniacal sont toujours formés par les chimistes dans leurs laboratoires.

XV. Les sels neutres calcaires sont très-abondans à la surface du globe; & des six espèces que nous en connoissons, cinq ont été trouvées produites par la nature. Le sulfate calcaire ou la sélénite forme des lits considérables dans les montagnes; le carbonate de chaux ou les matières calcaires constituent une grande partie des couches supérieures du globe; le nitrate calcaire accompagne constamment le nitre ordinaire dans les lieux où il se produit; le muriate calcaire en fait autant à l'égard du muriate de soude; le fluaté calcaire se trouve abondamment dans les mines.

XVI. Les sels magnésiens sont beaucoup plus rares dans la nature; il n'y a que le sulfate magnésien & le muriate de magnésie qui se rencontrent dissous dans plusieurs eaux; le

nitrate magnésien y existe aussi quelquefois , mais en très-petite quantité. La nature n'a point encore offert le borate magnésien , le fluaté magnésien & le carbonate de magnésic ; celui-ci paroît être cependant contenu dans plusieurs pierres.

XVII. Des six sels neutres barytiques, le sulfate de baryte est le seul qui ait été trouvé abondamment parmi les minéraux ; on le rencontre dans les fentes des montagnes , & toujours aux environs des mines. On ne connoît point encore dans la nature , le nitrate , le muriate , le borate , ni le fluaté barytiques. Mais on a découvert , il y a quelques mois , le carbonate de baryte pur , très bien cristallisé & en grosses masses , en Angleterre.

XVIII. Il en est à-peu-près de même des sels alumineux. Le sulfate d'alumine est presque le seul que l'on trouve aux environs des volcans , & dans les terres volcanisées. Il se rencontre en efflorescence sur les laves décomposées , &c. les pyrites effleurées en contiennent aussi ; quant au nitrate , au muriate , au borate & au fluaté alumineux , on ne les a point encore reconnus dans les produits naturels. L'alumine est assez fréquemment combinée avec l'acide carbonique , & il n'y a presque aucune terre de cette espèce , dont on ne puisse séparer plus ou

moins d'acide carbonique par des acides plus forts.

CHAPITRE XII.

Examen de quelques propriétés générales des sels, particulièrement de leur cristallisation, de leur fusibilité, de l'efflorescence ou la déliquescence, de leur dissolubilité, &c.

LES propriétés que nous avons fait connoître dans les sels simples & neutres, & que nous n'avons examinées que dans chacun d'eux isolés, doivent être considérées en général & comparées dans les diverses espèces, pour qu'on puisse en tirer quelques résultats utiles. Nous traiterons donc ici sous ce point de vue de la cristallisation, de la fusibilité, de l'efflorescence, de la déliquescence & de la dissolubilité dans l'eau.

La cristallisation, considérée en général dans tous les corps qui en sont susceptibles, est une propriété par laquelle ils tendent à prendre une forme régulière, à l'aide de certaines circonstances nécessaires pour en favoriser l'arrangement. Presque tous les minéraux en jouissent,

mais il n'y a point de corps dans lesquels elle soit aussi énergique que les substances salines. Les circonstances qui la favorisent, & sans lesquelles elle ne peut avoir lieu, se réduisent toutes pour les sels aux deux suivantes; 1°. il faut que leurs molécules soient divisées & écartées par un fluide, afin qu'elles puissent ensuite tendre les unes vers les autres par les faces qui ont le plus de rapport entr'elles; 2°. il est nécessaire pour que ce rapprochement ait lieu, que le fluide qui écarte leurs parties intégrantes soit enlevé peu-à-peu, & cesse de les tenir écartées. Il est aisé de concevoir, d'après ce simple exposé, que la cristallisation ne s'opère qu'en vertu de l'attraction entre les molécules, ou de l'affinité d'aggrégation qui tend à les faire adhérer les unes aux autres. Ces considérations conduisent à penser que les parties intégrantes d'un sel, ont une forme qui leur est particulière, & que c'est de cette forme primitive des molécules, que dépend la figure différente que chaque substance saline affecte dans sa cristallisation; elles portent également à croire que les petites figures polyèdres appartenantes aux molécules des sels ayant des côtés inégaux ou des faces plus étendues les unes que les autres, ces molécules doivent tendre à se rapprocher & à se réunir par celles de ces faces qui sont

les plus larges. Cela posé, l'on concevra facilement qu'en enlevant le fluide qui tient ces molécules dispersées, elles se réuniront par les faces qui se conviennent le plus, ou qui ont le plus de rapport entr'elles, si ce fluide ne les abandonne que peu-à-peu, & de manière à laisser, pour ainsi dire, aux parcelles salines le tems de s'arranger, de se présenter convenablement les unes aux autres, alors la cristallisation sera régulière; & qu'au contraire, une soustraction trop prompte du fluide qui les écarte les forcera de se rapprocher subitement, & pour ainsi dire par les premières faces venues; dans ce cas la cristallisation sera irrégulière & la forme difficile à déterminer. Si même l'évaporation est tout-à-fait subite, le sel ne formera qu'une masse concrète qui n'aura presque rien de cristallin.

C'est sur ces vérités fondamentales qu'est fondé l'art de faire cristalliser les matières salines. Tous les sels en sont susceptibles, mais avec plus ou moins de facilité; il en est qui cristallisent si facilement qu'on réussit constamment à leur faire prendre à volonté la forme régulière; d'autres demandent plus de soin & de précautions; enfin il y en a plusieurs qu'il est si difficile d'obtenir dans cet état, qu'on n'a pas encore pu y parvenir. C'est en étudiant bien les circonstances

particulières à chaque sel, qu'on réussit à le faire cristalliser. Une première condition pour réussir dans ces opérations, c'est de dissoudre les substances salines dans l'eau; mais il y en a qui sont si peu solubles par nos moyens, qu'il est presque impossible ensuite d'en obtenir le rapprochement régulier; tels sont le sulfate calcaire, le carbonate calcaire, le fluat calcaire, le sulfate barytique; la nature nous présente tous les jours ces sels neutres terreux cristallisés très-régulièrement, & l'art ne peut l'imiter qu'à l'aide d'un tems très-long; même plusieurs savans distingués ne croient point encore à la possibilité de ce procédé, que nous indiquons d'après M. Achard, & à l'aide duquel on a assuré avoir produit des cristaux de carbonate calcaire. Ce procédé ingénieux consiste à faire passer l'eau qui a séjourné long-tems sur des sels très-peu solubles, à travers un canal très-étroit, & à en procurer l'évaporation avec beaucoup de lenteur. Il y a, au contraire, d'autres matières salines qui sont si solubles, & qui ont tant d'adhérence avec l'eau, qu'elles ne l'abandonnent qu'avec beaucoup de difficulté, & qu'il est aussi très-difficile de les obtenir sous des formes régulières, comme cela a lieu pour tous les sels déliquesceus, tels que les nitrates & les muriates calcaires & magnésiens.

On ne peut douter que chaque sel n'ait sa manière propre & particulière de cristalliser, ou ce qui est la même chose; qu'il n'ait dans ses dernières molécules une forme déterminée & différente de celle de tous les autres. Telle est sans doute la cause des variétés remarquables qui existent entre les cristaux qu'on obtient. Les sels simples, depuis les substances salino-terreuses jusqu'aux acides les plus puissans, n'ont, pour la plupart, aucune forme distinctive, il n'y a que quelques circonstances qui, sans détruire tout-à-fait leurs propriétés salines distinctives, leur font affecter une forme cristalline, comme cela a lieu dans l'acide muriatique oxigéné, & dans l'acide sulfurique concret. Cependant les alkalis caustiques cristallisent en lames suivant M. Bertholet, & l'acide du borax présente la même forme générale à tous les chimistes. Malgré cette anomalie apparente entre les sels simples, la plupart ne prennent point de forme régulière dans nos laboratoires, soit parce qu'en effet ils n'en sont pas réellement susceptibles, soit parce que nos moyens sont insuffisans pour la leur donner; mais les sels neutres ou moyens affectent tous une forme régulière, & l'art est parvenu à la reproduire & à la faire disparoître à volonté dans la plupart d'entr'eux. En considérant cette propriété bien

différente de celle des sels simples, est-il possible de déterminer si elle dépend des acides, ou si elle dépend des bases alkales qui les neutralisent. Il paroît qu'on ne peut attribuer ni aux uns ni aux autres, cette propriété exclusive, puisque les mêmes acides forment souvent avec des bases différentes des sels d'une figure très-diverse; tandis que dans d'autres exemples, la même base combinée avec des acides divers présente la même dissemblance dans les cristaux; c'est donc au changement total des propriétés de chaque nouveau composé salin qu'il faut attribuer la diversité des formes que ces composés affectent.

Il y a en général trois moyens de faire cristalliser les sels dans nos laboratoires; 1°. l'évaporation. Ce procédé consiste à faire chauffer une dissolution saline de manière à réduire en vapeurs l'eau qui en tient les molécules écartées. Plus cette évaporation est lente, & plus la cristallisation sera régulière; c'est ainsi qu'on procède pour obtenir cristallisés le sulfate de potasse, les muriates de potasse & de soude, le sulfate calcaire, le carbonate magnésien. Leur forme n'est que très-peu régulière si l'on évapore trop promptement comme par la chaleur de l'ébullition; mais en tenant sur un bain de sable d'une chaleur de 45 degrés à - peu - près les

dissolutions salines de cette nature , on obtient constamment à l'aide d'un tems plus ou moins long des cristaux très-beaux & très-réguliers , & il n'y a presque point de sel qui ne puisse prendre une forme très-distincte par ce procédé, s'il est exécuté avec intelligence. 2°. Le refroidissement est employé avec succès pour ceux des sels qui sont plus dissolubles dans l'eau chaude que dans l'eau froide ; on conçoit très-bien qu'un sel de cette nature doit présenter ce phénomène , puisqu'il cesse d'être également soluble dans l'eau dont la température s'abaisse ; la portion qui ne restoit dissoute qu'à la faveur de cette élévation de température , se séparera à mesure que la liqueur se refroidira , & lorsqu'elle sera tout-à-fait froide , l'eau n'en retiendra plus en dissolution que la partie qui est dissoluble à froid. Il en est de ce second procédé comme du premier , plus l'eau se refroidira lentement , & plus les molécules salines se rapprocheront par les faces qui se conviennent le mieux , alors on aura une cristallisation très-régulière ; voilà pourquoi il faut entretenir pendant quelque tems un certain degré de chaleur sous les dissolutions salines , & le diminuer graduellement pour le conduire peu-à-peu si cela est nécessaire jusqu'au degré de la congélation. On doit observer en effet que tous les sels qu'on peut faire cristalliser

par ce procédé, sont beaucoup plus dissolubles en général que ceux pour lesquels on se sert du premier, & que comme on les dissout d'abord dans l'eau bouillante, celle-ci refroidie subitement laisseroit déposer en masse informe, tout ce qui a été dissous à la faveur de la chaleur de l'ébullition ; au contraire, si on place sur un bain de sable la dissolution très-chaude, & si on a soin d'en graduer lentement le refroidissement, la cristallisation sera très-régulière. Telle est la manière d'obtenir en beaux cristaux, le sulfate de soude, le nitre, les carbonates de soude & de potasse, le muriate ammoniacal, &c.

3°. La troisième manière de faire cristalliser les sels, c'est de les soumettre à l'évaporation spontanée. Pour cela on expose une dissolution saline bien pure à la température de l'air dans des capsules de verre ou de grès qu'on a soin de couvrir de gaze afin d'empêcher la poussière d'y tomber, sans s'opposer à l'évaporation de l'eau ; on choisit pour cette opération une chambre ou un grenier isolés, & qui ne servent qu'à cela ; on laisse cette dissolution ainsi exposée à l'air jusqu'à ce qu'on y apperçoive des cristaux, ce qui n'a quelquefois lieu qu'au bout de 4 à 5 mois & même plus tard pour certains sels. Ce procédé est en général celui qui réussit le mieux pour obtenir des

cristaux très-réguliers, & d'un volume considérable. Il devroit être employé généralement pour tous les sels, si le tems le permettoit, parce que c'est le moyen de les avoir parfaitement purs. On doit opérer ainsi pour le nitrate de soude, le muriate de soude, le borax, les sulfates d'alumine & de magnésie, le sulfate ammoniacal, le nitrate ammoniacal, &c.

Dans quelques circonstances on réunit avec avantage plusieurs de ces procédés ; c'est particulièrement pour obtenir cristallisés les sels très-déliquescents, tels que le nitrate & le muriate calcaires, le nitrate & le muriate magnésiens, &c. On évapore fortement leurs dissolutions & on les expose tout de suite à un grand froid ; mais ce moyen ne fournit jamais que des cristaux irréguliers, & quelquefois des masses concrètes sans forme régulière. Si l'on n'est point encore parvenu à faire cristalliser un assez grand nombre de sels neutres, cela vient de ce qu'on n'a pas déterminé exactement l'état de concentration où doit être chacune de leurs dissolutions pour pouvoir fournir des cristaux. Ce travail facile en lui-même, & qui n'exige que du tems & de la patience, n'a point encore été complètement suivi par les chimistes ; c'est par la pesanteur spécifique des dissolutions qu'on arrivera à cette donnée fort utile pour les labo-

ratoires de chimie ; déjà ce procédé a été mis en usage dans plusieurs travaux en grand sur les matières salines ; on se sert avec succès d'un aréomètre ou pèse-liqueur pour déterminer le point de la cristallifabilité pour les liqueurs salines.

Outre ces différens moyens de faire cristalliser les sels , il existe plusieurs circonstances qui favorisent cette opération , & dont il est nécessaire de savoir apprécier l'influence. Un léger mouvement est quelquefois utile pour déterminer une cristallisation qui ne réussit point ; c'est ainsi qu'en agitant ou en transportant des capsules pleines de dissolutions salines qui n'offrent point de cristaux formés , on voit souvent la cristallisation s'établir quelques instans après la plus légère agitation ; j'ai déjà fait remarquer que ce phénomène avoit sur-tout lieu pour le nitrate & pour le muriate calcaires. Le contact de l'air est d'une nécessité indispensable pour la formation des cristaux ; souvent une dissolution évaporée au point nécessaire pour la cristallisation , ne fournit point de cristaux dans un flacon bien bouché , tandis qu'exposée à l'air dans une capsule , on les voit se former très-promptement. Cette observation a été faite avec beaucoup d'exaétitude par Rouelle l'aîné. La forme des vaisseaux , les corps étrangers plongés

dans les dissolutions salines ont encore beaucoup d'influence sur la cristallisation. La première modifie la figure des cristaux, & y produit une très-grande variété ; c'est pour cela qu'on place avec avantage des fils ou des petits bâtons dans les capsules où s'opère la cristallisation, pour obtenir des cristaux réguliers ; ceux-ci se déposent sur les fils, & comme leur base est alors très-peu étendue, ils ont ordinairement la forme la plus régulière ; tandis qu'en s'appliquant sur les parois obliques, irrégulières, inégales des terrines & des autres vaisseaux communément employés à cet usage, ils sont plus ou moins tronqués & irréguliers. Souvent les corps étrangers plongés dans les dissolutions salines ont encore un autre avantage ; ils déterminent la formation des cristaux qui auroit été beaucoup plus lente sans leur présence ; c'est ainsi qu'un morceau de bois ou une pierre jetée dans une source salée, devient une base sur laquelle l'eau dépose des cristaux de muriate de soude. C'est d'après l'observation de ce phénomène que quelques chimistes ont proposé de plonger un cristal salin dans une dissolution d'un sel qui ne cristallise point facilement ; plusieurs ont assuré que ce moyen favorisoit la production des cristaux des sels qu'il est très-difficile d'obtenir sous une forme régulière.

Telles sont les principales causes qui influent sur la cristallisation ; il en est sans doute encore beaucoup d'autres que l'observation fera connoître par la suite aux chimistes.

La séparation d'un sel d'avec l'eau qui le tenoit fondu ou en dissolution, ne peut se faire d'une manière régulière sans que le sel ne retienne une partie de ce fluide. On peut se convaincre de ce phénomène en prenant un sel réduit en poudre par la chaleur, comme du sulfate d'alumine, du borate de soude calcinés, ou du sulfate de soude desséché ; en les dissolvant dans l'eau & en les faisant cristalliser, on les trouvera augmentés quelquefois à partie égale après leur cristallisation ; c'est-à-dire, qu'une once de sel traité ainsi donnera deux onces de cristaux. Les chimistes ont conclu de ce phénomène, qu'un sel bien cristallisé contient plus d'eau que le même sel privé de sa forme par l'action du feu ou de l'air ; ils ont appelé cette eau étrangère à son essence saline, mais nécessaire à sa forme cristalline, *eau de cristallisation*, parce qu'en effet elle est un des élémens de leurs cristaux ; lorsqu'on leur enlève cette eau, ils perdent en même-tems leur transparence & leur forme régulière, les différens sels contiennent une plus ou moins grande quantité de cette eau de cristallisation ; il en est qui en

contiennent la moitié de leur poids, comme le sulfate de soude, le carbonate de soude, le sulfate alumineux ; d'autres n'en ont qu'une petite quantité, comme le nître, le muriate de soude, &c. on n'a point encore déterminé exactement cette quantité relative d'eau de cristallisation dans tous les sels bien cristallisables. Cette eau peut être enlevée aux sels sans que leur nature intime en soit altérée en aucune manière, & elle est elle-même parfaitement pure & semblable à de l'eau distillée.

Comme d'après tout ce que nous avons exposé jusqu'ici sur la cristallisation des sels, il est démontré que les diverses substances salines ne cristallisent point par les mêmes procédés, & suivent différentes loix dans leur formation en cristaux, il est clair qu'on peut se servir de ce moyen avec avantage pour opérer leur séparation ; c'est ainsi qu'un sel cristallisable par le refroidissement peut être obtenu très-exactement séparé d'un autre sel cristallisable par la seule évaporation continuée, comme cela a lieu pour les eaux des fontaines de Lorraine qui contiennent du muriate & du sulfate de soude. Malgré cela il arrive souvent que deux sels dissous dans la même eau, quelque différence qu'ils présentent dans la manière dont ils cristallisent, se trouvent plus ou moins mêlés ensemble,

ensemble, & qu'il faut avoir recours à plusieurs dissolutions & cristallisations successives pour les obtenir purs & sans mélange. Cette observation est encore plus importante à faire sur les sels qui se ressemblent par les loix de leur cristallisation; ceux-ci sont beaucoup plus difficiles à séparer les uns des autres, sur-tout s'ils sont en plus grand nombre. Par exemple, si la même eau contenoit quatre sels également cristallifables par l'évaporation ou par le refroidissement, il seroit impossible de les séparer par une ou deux cristallisations successives, & il faudroit multiplier ces opérations un assez grand nombre de fois, pour faire agir les nuances légères qui existent entre leurs cristallifabilités; car il faut remarquer que, quoique deux ou plusieurs sels soient également cristallifables par le refroidissement ou par l'évaporation, il y a cependant entr'eux des nuances sensibles qui modifient pour ainsi dire cette loi générale; sans cela ils cristalliseroient toujours ensemble, & l'on ne pourroit jamais les obtenir bien séparés, ce qui a cependant lieu même pour les sels les plus semblables par leur cristallifabilité. Il n'y en a que quelques-uns qui font exception à cette règle, parce qu'ils ont une adhérence particulière ou une affinité remarquable entr'eux; tels sont en général les sels neutres formés par

le même acide, & en même-tems cristallisables par le même procédé comme les sulfates magnésien & ammoniacal ; mais on n'a point encore assez observé ces singulières adhérences entre les sels neutres, & cet objet mérite toute l'attention des chimistes.

Enfin pour terminer cette histoire abrégée de la cristallisation des sels, nous ajouterons qu'il y a une autre manière de les obtenir cristallisés, c'est de les précipiter de leurs dissolutions par une substance qui ait plus d'affinité avec l'eau qu'ils n'en ont ; l'esprit-de-vin versé dans une dissolution saline produit cet effet sur le plus grand nombre des sels neutres ; on ne doit en excepter que ceux qui sont dissolubles dans ce menstrue. Le même phénomène de précipitation des cristaux salins a lieu dans le mélange de quelques sels dont la dissolubilité est très-différente, & même quelquefois par le mélange de plusieurs dissolutions salines entr'elles ; c'est ainsi que du sulfate de magnésie dissous dans l'eau, paroît précipiter en cristaux le sulfate ammoniacal dissous dans l'eau ; mais on n'a point assez étudié ce qui se passe dans ces singuliers mélanges, pour que je doive insister sur le phénomène qu'ils font naître.

La fusibilité par la chaleur a été traitée dans l'histoire de chaque substance saline en parti-

culier, mais il est bon de la comparer dans les diverses espèces. On distingue deux espèces de fusibilité dans les sels, l'une qui est due à l'eau & qu'on appelle *fusion aqueuse*, l'autre qui n'a point la même cause, qui appartient spécialement à la matière saline, & qu'on désigne sous le nom de *fusion ignée*. La fusion aqueuse dépend entièrement de l'eau de cristallisation, qui étant très-abondante dans plusieurs sels, & faisant quelquefois la moitié du poids des cristaux salins, devient capable de dissoudre ces sels lorsqu'elle a acquis 60 degrés de chaleur. Alors la forme cristalline disparoît, le sel se dissout, & la fusion qu'il présente n'est en effet qu'une véritable dissolution; cette observation est si vraie que lorsqu'on tient quelque tems fondu un sel de cette nature comme le sulfate de soude, le borate de soude, le sulfate alumineux, l'eau qui les dissout par la chaleur venant à s'évaporer peu-à-peu, le sel se dessèche & cesse de paroître fondu. Cette fusion apparente ou aqueuse est d'ailleurs indépendante de la véritable fusion ignée, puisque celle-ci peut avoir lieu dans tous les sels qui ont été desséchés après avoir été d'abord liquéfiés par leur eau de cristallisation. C'est ainsi qu'on fait fondre le muriate de soude & le borate de soude en les chauffant fortement, après leur

avoir fait éprouver par une chaleur modérée la fusion aqueuse & le desséchement. La véritable fusibilité ignée n'est pas la même pour tous les sels; il en est qui, comme le nitrate & le muriate de soude, se fondent dès qu'ils commencent à bien rougir; d'autres exigent un feu beaucoup plus violent pour se fondre, ainsi que le sulfate de potasse, le sulfate de soude. Enfin, il y en a quelques-uns dont la fusibilité est si forte, qu'ils peuvent la communiquer à des corps d'ailleurs très-réfractaires ou très-infusibles par eux-mêmes; c'est ainsi que les alkalis fixes entraînent dans leur fusion le quartz, le sable & toutes les terres filicées, qui sont absolument infusibles; on appelle ces sels des *fondans* en raison de cette propriété, & parce qu'on s'en sert pour hâter la vitrification & la fusion des substances terreuses & métalliques. Nous avons déjà fait remarquer ailleurs que l'extrême de la fusibilité étoit la volatilisation, & nous observerons ici que les matières salines sont toutes plus ou moins volatiles, & qu'il n'en est aucune qu'on ne puisse volatiliser par un très-grand feu. C'est ainsi que le sulfate de potasse & le muriate de soude se subliment en vapeurs au plus grand degré de chaleur qu'ils puissent éprouver.

Tous les sels cristallisés exposés à l'air ne

s'altèrent point de la même manière, il en est qui n'y éprouvent aucun changement sensible, mais plusieurs perdent plus ou moins promptement leur transparence, leur forme, & parmi ceux-là les uns se fondent peu-à-peu en augmentant de poids, les autres deviennent pulvérulens en perdant une portion de leur masse. La première de ces altérations porte le nom de déliquescence, & la seconde celui d'efflorescence.

On a appelé l'un de ces phénomènes déliquescence, parce que la matière saline qui l'éprouve devient liquide; on dit aussi qu'un sel tombe en *deliquium* lorsqu'il se fond ainsi par le contact de l'air. Autrefois le mot *défaillance* étoit synonyme de déliquescence, mais cette expression a vieilli, & on ne la trouve presque plus aujourd'hui dans les livres de chimie. Cette altération dépend de ce que les sels attirent l'humidité contenue dans l'air, & j'ai cru devoir la regarder comme une vraie attraction élective, qui est plus forte entre le sel & l'eau, qu'entre cette dernière & l'air atmosphérique; la déliquescence n'est pas la même dans tous les sels, soit pour la rapidité avec laquelle elle a lieu, soit pour l'espèce de saturation qui la borne; il en est comme les alkalis fixes, l'ammoniaque gazeuse, le gaz acide muriatique & l'acide sul-

furique concentré qui enlèvent l'eau de l'atmosphère, dessèchent pour ainsi dire l'air avec une énergie très-considérable, & absorbent une quantité de ce fluide plus considérable que leur poids; cela est sur-tout remarquable pour la potasse sèche, ainsi que pour l'acide sulfurique rendu concret par le froid; ces deux sels deviennent d'abord mous, & prennent bientôt une liquidité épaisse semblable à la consistance de quelques huiles, ce qui a fait appeler le premier *huile de tartre*, & le second *huile de vitriol*, quoique ces noms soient très-mal appliqués & plus susceptibles d'induire en erreur que d'éclairer les personnes qui commencent l'étude de la chimie. Quelques autres sont encore très-déliquescents, mais n'attirent pas l'humidité avec autant de promptitude, & en aussi grande quantité que les précédens; tels sont le nitrate & le muriate calcaires, le nitrate & le muriate de magnésie; enfin, il y en a qui ne font que s'humecter sensiblement, & qui ne se fondent point complètement, comme le nitrate de soude, le muriate de potasse, le sulfate ammoniacal, &c.

L'efflorescence a été ainsi nommée parce que les sels qui en sont susceptibles semblent se couvrir de petits filets blancs semblables aux matières sublimées qu'on connoît en chimie sous

le nom de *fleurs*. Cette propriété est l'inverse de la déliquescence ; dans celle-ci les cristaux salins décomposent l'atmosphère humide , parce qu'ils ont une détraction élective plus forte pour l'eau que l'air atmosphérique ; dans l'efflorescence au contraire , c'est l'atmosphère qui décompose les cristaux salins , parce que l'air a plus d'affinité avec l'eau que n'en ont les sels qui forment ces cristaux. C'est donc l'eau de la cristallisation qui est enlevée par l'efflorescence , & telle est la cause pour laquelle les sels qui s'effleurissent perdent leur transparence , leur forme & une partie de leur masse. Il est essentiel d'observer que tous les cristaux salins efflorescens éprouvent de la part de l'air une altération semblable à celle que la chaleur leur fait subir ; c'est une sorte de calcination lente & froide qui décompose les sels cristallisés , & qui en sépare l'eau à laquelle ils doivent leur forme cristalline , & toutes les propriétés qui les caractérisoient cristaux salins ; aussi un sel complètement effleuré éprouve-t-il exactement la même perte de poids dans cette opération que lorsqu'on le dessèche par l'action du feu. Remarquons encore que les sels dont les cristaux sont efflorescens appartiennent à la classe des plus dissolubles , & de ceux qui cristallisent par le refroidissement de leurs dissolutions.

Il en est de l'efflorescence comme de la déliquescence ; elle n'est pas la même pour tous les sels neutres dans lesquels on l'observe. Il en est comme le sulfate & le carbonate de soude, qui s'effleurissent promptement, & jusqu'à la dernière parcelle cristalline, de sorte qu'ils se trouvent réduits en une poussière blanche très-fine ; comme ils ont perdu plus de la moitié de leurs poids par cette décomposition de leurs cristaux, on peut en conclure que c'est en raison de la grande quantité d'eau qui entre dans leur cristallisation, qu'ils éprouvent une efflorescence aussi complète ; & en effet les sels qui ne s'effleurissent que très-peu, tels que le borate, le sulfate d'alumine & de magnésie, ne contiennent point une aussi grande quantité de ce fluide dans leurs cristaux. Si l'efflorescence dépend d'une attraction élective plus forte entre l'air & l'eau qu'entre cette dernière & les sels, lorsque l'atmosphère sera très-sèche, ce phénomène aura lieu d'une manière plus marquée & plus prompte, & c'est aussi ce que l'on observe, tandis que l'air chargé d'humidité n'a pas la même action sur les sels efflorescens, & les laisse intacts. On peut encore confirmer cette assertion en répandant une petite quantité d'eau sur les cristaux salins susceptibles d'efflorescence ; par ce moyen l'atmosphère enlevant

cette eau & s'en saturant ne touche point à celle qui entre dans la constitution des cristaux, & ceux-ci restent sans altération; mais si l'on n'a pas soin de renouveler ce fluide, l'air agit alors sur le sel cristallisé & en détruit la cristallisation. On observe journellement ce phénomène dans les pharmacies où l'on a soin d'humecter le sulfate de soude ou *sel de Glauber* d'une petite quantité d'eau, afin de le conserver bien cristallisé.

La dissolution des sels dans l'eau est un des phénomènes qui méritent le plus d'attention de la part des chimistes. Quelques personnes ayant observé qu'elle se fait sans le mouvement sensible & sans l'effervescence qui accompagne la dissolution des métaux dans les acides, avoient proposé de la distinguer de celle-ci par le nom de *solution*, mais l'une & l'autre de ces expressions ne présentant point un sens différent, & l'action réciproque des acides & des métaux étant tout-à-fait différente de la dissolution des sels dans l'eau, & tenant à des causes particulières que nous exposerons plus bas, cette distinction ne peut avoir aucun avantage. La dissolution des sels dans l'eau a été regardée par quelques chimistes-physiciens comme une simple division mécanique des particules salines, mais il y a une pénétration intime entre ces deux

corps, leur température change sur-le-champ, & il paroît qu'il se passe entre les sels & l'eau une vraie combinaison qu'on ne sauroit expliquer par le seul écartement des molécules des sels. Ceci est prouvé non-seulement par la température qui change dans ces opérations, mais encore par la possibilité de séparer un sel de l'eau par un autre sel qui a plus d'affinité avec ce fluide; c'est ainsi que la potasse précipite le sulfate de potasse & le carbonate calcaire des eaux qui les tiennent en dissolution; toutes les précipitations des sels les uns par les autres ne sont pas à beaucoup près connues, & la chimie tireroit beaucoup d'avantages d'un travail suivi sur cette matière importante. On a pu remarquer dans l'histoire particulière de chaque substance saline qu'elles jouissent toutes d'un degré de solubilité différent, depuis celles qui ont une si grande tendance pour s'unir à l'eau qu'elles sont toujours fluides, comme l'acide sulfurique & l'acide nitrique, jusqu'à celles qui sont presque parfaitement insolubles comme le sulfate barytique. Plusieurs chimistes ont déjà essayé de présenter des tables de la différente dissolubilité des sels; mais ces tables seront incomplètes jusqu'à ce qu'on ait assez multiplié les expériences pour établir des proportions très-exactes entre ces diverses solubilités. Nous rappellerons ici

que tous les sels simples, soit alkalis, soit acides, produisent constamment de la chaleur lorsqu'on les dissout dans l'eau, tandis qu'il s'excite toujours du froid pendant la dissolution des sels neutres. La mesure de ces changemens de température n'est point encore convenablement connue pour tous les sels; on commence à faire plus d'attention aujourd'hui à ce phénomène qu'on n'en faisoit autrefois. Elle conduira sans doute à des résultats utiles; & déjà l'on peut entrevoir quelques vérités dont on n'avoit pas même soupçonné l'existence; par exemple, en observant que les sels neutres qui produisent le plus de froid dans leur dissolution, comme le sulfate de soude, le nitrate, le muriate ammoniacal, sont beaucoup plus solubles dans l'eau chaude que dans l'eau froide, ne peut-on pas penser que cette dissolubilité plus grande dépend de ce qu'ils trouvent dans l'eau chaude une quantité plus considérable de chaleur qu'ils paroissent avoir, pour ainsi dire, besoin d'absorber pour se fondre & prendre l'état liquide; à la vérité cet excès de chaleur leur est facilement enlevé par l'air, de sorte qu'il s'en précipite une partie sous la forme de cristaux pendant le refroidissement.

CHAPITRE XII

Des attractions électives qui ont lieu entre les diverses matières salines.

LES découvertes dues aux travaux multipliés que les chimistes ont faits sur les matières salines depuis le milieu de ce siècle, leur ont appris que ces matières ont entr'elles différens degrés d'affinités ou d'attractions électives. Geoffroy est le premier qui les ait comparées les unes aux autres, mais les recherches des modernes ont démontré que sa table contenoit plusieurs erreurs; Bergman les a corrigées, & a fait connoître un beaucoup plus grand nombre d'attractions électives entre tous les sels; cependant en consultant les articles de la table du célèbre chimiste Suédois qui ont rapport aux attractions électives des substances salines entre elles, on remarque que plusieurs ne sont point encore fondées sur un assez grand nombre d'expériences exactes, & qu'il en reconnoît lui-même l'incertitude. Sans étendre donc la théorie des attractions électives à un si grand nombre d'acides & de bases que l'a fait Bergman, il faut se borner dans l'état actuel de la chimie

à l'examen des affinités qui ont lieu entre les matières salines dont la nature & les propriétés sont les mieux connues.

Parmi les six espèces d'acides que nous avons examinés, l'acide sulfurique paroît être le plus fort ou celui dont les attractions électives sont en général les plus marquées pour les différentes bases; c'est-à-dire, qu'il enlève la plupart des bases alkales ou salino-terreuses aux autres acides; ainsi il décompose les nitrates, les muriates, les fluorates, les borates & les carbonates en dégageant leurs acides.

L'acide nitrique tient en général le second rang, il cède les bases alkales à l'acide sulfurique, mais il les enlève aux quatre acides suivans.

Pour mieux faire connoître les différentes affinités qui ont lieu entre les acides minéraux & les bases salines du même règne, nous allons les présenter dans l'ordre où Bergman les range dans sa table des affinités. En considérant, 1°. chaque acide par rapport aux diverses bases auxquelles il peut s'unir; 2°. chaque matière alkale relativement aux acides qui les saturent, & au degré d'adhérence qui les tient unies avec ces sels.

I. Les attractions électives de l'acide sulfurique pour les différentes bases sont disposées par

Bergman dans l'ordre suivant , en commençant par celle à laquelle il adhère le plus (1).

ACIDE SULFURIQUE.

Baryte.

Potasse.

Soude.

Chaux.

Ammoniaque.

Magnésie.

Alumine.

Comme les acides nitrique & muriatique ont le même ordre d'attractions électives pour les bases alkales, nous les présenterons ici à la suite des premiers.

ACIDE NITRIQUE.

Baryte.

Potasse.

Soude.

Chaux.

Ammoniaque.

Magnésie.

Alumine.

(1) Nous avons déjà indiqué l'ordre des affinités des acides avec les bases dans l'histoire de chacun d'eux ; mais nous avons cru devoir les représenter ici en colonnes, comme on le fait dans les tables d'affinités, afin de les voir sous un seul point de vue , & d'en faire la comparaison.

ACIDE MURIATIQUE.

Baryte.

Potasse.

Soude.

Chaux.

Ammoniaque.

Magnésie.

Alumine.

La baryte a donc avec les acides sulfurique, nitrique & muriatique plus d'affinité que toutes les autres bases, & elle décompose tous les sels neutres formés par ces acides unis aux autres matières alkalines. Bergman place la magnésie avant l'ammoniaque, parce qu'il assure que cette substance salino-terreuse décompose les sels ammoniacaux. Nous remarquerons que l'ammoniaque décompose plus complètement les sels magnésiens; à la vérité toute la magnésie n'est pas précipitée par cet alkali, & il reste dans la liqueur des sels mixtes ou triples formés par l'union des sels magnésiens avec les sels ammoniacaux. Nous croyons cependant, malgré l'autorité de Bergman, qu'il y a une plus grande attraction élective entre les acides & l'ammoniaque, qu'entre les mêmes sels & la magnésie, parce que celle-ci, quoiqu'elle dégage un peu d'ammoniaque des sels ammoniacaux par la voie humide, ne décompose pas ces sels par

la distillation ; c'est pour cela que nous avons placé l'ammoniaque avant la magnésie , & nous pensons que cette correction est nécessaire dans la table de Bergman.

-II. Les attractions électives de l'acide fluorique pour les bases alkales , sont très-différentes de celles des trois précédens ; les alkalis cèdent cet acide à la chaux & aux deux autres substances salino-terreuses Une dissolution de fluat barytique dans l'eau chaude est précipitée par l'eau de chaux qui réforme sur le champ du fluat calcaire ; il en est de même des autres sels neutres fluoriques ; la chaux leur enlève cet acide , comme l'exprime la huitième colonne de la table de Bergman disposée ainsi :

ACIDE FLUORIQUE.

Chaux.

Baryte.

Magnésie.

Potasse.

Soude.

Ammoniaque.

Alumine.

Les mêmes phénomènes ont lieu par la voie sèche , car le fluat calcaire n'est pas décomposé par les alkalis fixes purs & caustiques , mais il l'est par les carbonates de potasse & de soude.

III. :

III. Bergman présente dans sa dixième colonne les affinités de l'acide boracique dans le même ordre que celles de l'acide fluorique, parce qu'en faisant chauffer dans de l'eau du borax avec la chaux vive, celle-ci se porte sur son acide, forme du borate calcaire très-peu soluble, & laisse la soude pure. Quant aux autres bases, il ne les a disposées que par analogie, & il ne regarde encore cette disposition que comme une conjecture probable. *Quod idem accidat cum alkali vegetabili, acido boracis saturato, hætenus tantum probabilis est conjectura, æquæ ac terræ ponderosæ & magnesiæ positura.*

ACIDE BORACIN.

Chaux.

Baryte.

Magnésie.

Potasse.

Soude.

Ammoniaque.

Alumine.

IV. Les attractions électives de l'acide carbonique sont un peu différentes de celles qui ont été exposées pour les autres. Cet acide adhère plus à la baryte & ensuite à la chaux qu'à toute autre substance. Sa combinaison avec la magnésie est aussi détruite par l'ammoniaque,

comme Bergman l'a prouvé par des expériences exactes. Nous ne ferons donc pas ici l'observation que nous avons faite sur les autres acides, & nous présenterons la partie de la colonne 25 de la table de ce célèbre chimiste, qui exprime les attractions de l'acide carbonique pour les diverses bases salines.

ACIDE CARBONIQUE.

Baryte.

Chaux.

Potasse.

Soude.

Magnésie.

Ammoniaque.

Alumine.

V. Les sept bases terreuses, ou alkalines dont nous avons examiné les combinaisons avec les acides minéraux, ont des attractions éledives différentes les unes des autres pour ces mêmes acides. Cinq d'entr'elles, savoir, les deux alkalis fixes, l'ammoniaque, la chaux & l'alumine, se ressemblent par l'ordre de leurs affinités. Toutes les cinq adhèrent aux acides dans les degrés de force suivans, l'acide sulfurique, l'acide nitrique, l'acide muriatique, l'acide fluorique, l'acide boracique & l'acide carbonique; mais la baryte & la magnésie ont des affinités différentes de

celles de ces cinq premières bases avec les acides minéraux , & analogues entr'elles.

Voici comment Bergman dispose les attractions électives de la baryte & de la magnésie relativement aux acides minéraux.

BARYTE & MAGNÉSIE.

Acide sulfurique.

Acide fluorique.

Acide nitrique.

Acide muriatique.

Acide boracique.

Acide carbonique.

Il n'y a d'autres différences entre ces affinités & celles des cinq bases précédentes, si ce n'est que l'acide fluorique est avant les acides nitrique & muriatique, ce qui indique, que les nitrates & les muriates barytiques & magnésiens sont décomposés par l'acide fluorique; tandis que les fluates barytique & magnésien, ne cèdent pas leurs bases aux acides nitrique & muriatique.

VI. Les attractions électives que nous venons d'exposer indiquent l'ordre des décompositions simples qui ont lieu dans le mélange de trois matières salines entr'elles; mais ce n'est point assez de connoître ces affinités ou attractions électives simples, il faut encore étudier celles

qui se passent souvent entre quatre de ces substances.

On doit se rappeler qu'on entend par affinité double une force combinée en vertu de laquelle un composé de deux corps qui ne peut être détruit, ni par un troisième, ni par un quatrième autre corps séparés, l'est cependant avec la plus grande facilité lorsque ces deux derniers sont combinés ensemble. Cette double attraction élective a très-souvent lieu dans les sels neutres ; c'est ainsi que le sulfate, le nitrate & le muriate calcaires ne sont point décomposés par l'ammoniaque ni par l'acide carbonique seuls, parce que le premier de ces corps a moins d'affinité avec les acides sulfurique, nitrique & muriatique, que n'en a la chaux, tandis que le second en a moins avec la chaux, que n'en ont les mêmes acides ; mais lorsqu'on présente à ces sels calcaires un composé d'ammoniaque & d'acide carbonique, ce composé devient susceptible de détruire l'adhérence de leurs principes. J'ai fait voir dans le chapitre du premier volume où je traite des affinités en général, qu'on pouvoit expliquer la raison de ce phénomène, en exprimant par des nombres les différens degrés d'attractions électives. J'ai essayé d'appliquer cette idée aux matières salines ; mais comme on ne connoît point

encore bien la nature & les combinaisons des acides fluorique & boracique, je n'ai fait cette application qu'aux acides sulfurique, nitrique, muriatique & carbonique, considérés relativement aux bases salines minérales, & aux différens degrés d'adhérence qu'ils paroissent avoir avec ces bases. Les nombres que j'ai supposés pour exprimer ces divers degrés d'adhérence, sont fondés sur le résultat des décompositions simples; on doit être prévenu qu'ils ne sont peut-être pas très-exactement l'expression de la force d'affinité, mais qu'ils ne sont destinés qu'à faire concevoir la cause des affinités doubles.

Je donnerai d'abord la table des affinités numériques des quatre acides désignés avec fix bases, je n'y comprends pas encore la baryte, parce qu'on ne connoît point encore assez ses diverses combinaisons salines. J'exposerai ensuite dans des tableaux particuliers le jeu des affinités doubles connues entre les sels neutres, en adoptant la disposition donnée par Bergman, & que j'ai déjà décrite à l'article des affinités en général. Je rappellerai ici que dans cette ingénieuse disposition à laquelle je n'ai fait qu'ajouter l'expression des affinités par des nombres, la somme des deux nombres verticaux qui désignent les attractions divellentes doit

l'emporter sur celle des nombres horifontaux qui indiquent les attractions quiefcentes, pour qu'il existe une décompofition par affinité double.

TABLEAU des degrés d'attraétion exprimés par des nombres entre quatre acides & fix bafes.

PREMIÈRE COLONNE.

L'acide sulfurique a pour fe combiner avec	{	la potaffe , une affinité égale	
		à.....	8
		la foute.....	7
		la chaux.....	6
		l'ammoniaque.....	4
		la magnéfie.....	3 $\frac{1}{2}$
		l'alumine.....	2

SECONDE COLONNE.

L'acide nitrique a pour fe combiner avec	{	la potaffe , une affinité égale	
		à.....	7
		la foute.....	6
		la chaux.....	4
		l'ammoniaque.....	3
		la magnéfie.....	2
		l'alumine.....	1

TROISIÈME COLONNE.

L'acide muriatique a pour se combiner avec	{	la potasse, une affinité égale	
		à.....	6
		la soude.....	5
		la chaux.....	3
		l'ammoniaque.....	2
		la magnésie.....	1
		l'alumine.....	$\frac{1}{2}$

QUATRIÈME COLONNE.

L'acide carbonique a pour se combiner avec	{	la chaux, une affinité égale	
		à.....	3
		la potasse.....	2
		la soude.....	1
		l'ammoniaque.....	$\frac{1}{2}$
		la magnésie.....	$\frac{1}{2}$
		l'alumine.....	$\frac{1}{4}$

TABLEAU de dix espèces d'affinités doubles
qui ont lieu entre divers sels neutres & qui
sont exprimées par des nombres pris du tableau
précédent.

PREMIER EXEMPLE.

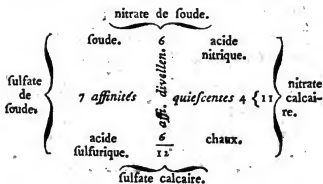
		nitre.	
	potasse.	7	acide nitrique.
	aff. divellen.	
sulfate de potasse.	8 affinités	quiéscentes 4	{ 12* } nitrate calcai- re.
	acide sulfurique.	6 13	chaux.
		sulfate calcaire.	

SECOND EXEMPLE.

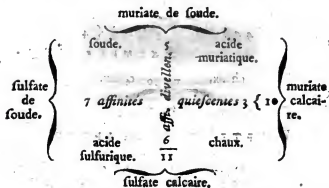
		muriate de potasse.	
	potasse.	6	acide muriatique.
	aff. divellen.	
sulfate de potasse.	8 affinités	quiéscentes 3	{ 11 } sel ma- rin cal- caire.
	acide sulfurique.	6 12	chaux.
		sulfate calcaire.	

* Ce nombre mis à droite dans une petite accolade est
la somme des deux affinités horizontales, ou *quiéscentes*,

TROISIÈME EXEMPLE.



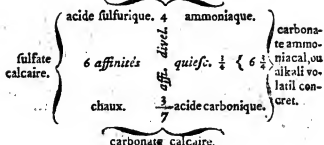
QUATRIÈME EXEMPLE.



qui doit être moindre que celle des affinités verticales, ou *divellentes*, pour que la double décomposition ait lieu.

CINQUIÈME EXEMPLE.

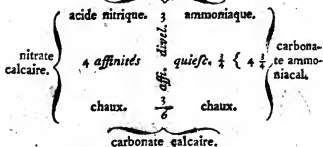
sulfate ammoniacal.



carbonate calcaire.

SIXIÈME EXEMPLE.

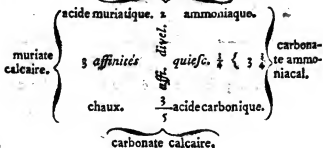
nitrate ammoniacal.



carbonate calcaire.

SEPTIÈME EXEMPLE.

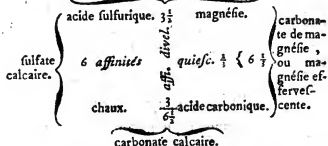
muriate ammoniacal.



carbonate calcaire.

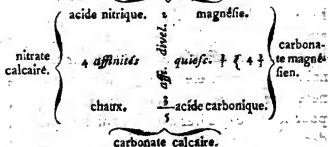
HUITIÈME EXEMPLE.

sulfate magnésien, ou sel d'Epſom.



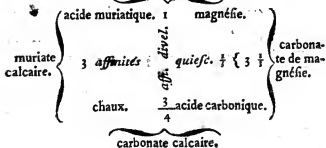
NEUVIÈME EXEMPLE.

nitrate magnésien.



DIXIÈME ET DERNIER EXEMPLE.

muriate magnésien.



Ces dix affinités doubles ne sont pas les seules qui existent entre tous les sels neutres que nous avons examinés ; nous avons vu par exemple que les sels barytiques ne sont pas décomposés par la potasse , tandis que les carbonates de potasse & de soude les décomposent ; que le fluat calcaire présente le même phénomène ; ces deux espèces d'affinités doubles , & peut-être quelques autres qui ne sont point encore connues entre les sels , n'ont point été représentées dans la table précédente , parce qu'on n'a point encore assez étudié les attractions électives de la baryte & de l'acide fluorique , pour que nous ayons pu les désigner par des nombres. Lorsque les recherches nécessaires pour acquérir ces connoissances auront été faites , il sera sans doute nécessaire de changer les nombres indiqués , pour les faire quadrer avec les affinités que l'on découvrira ; mais la méthode proposée restera toujours & elle ne pourra même acquérir que plus d'exactitude.



TROISIEME SECTION.
DE LA MINÉRALOGIE.
CORPS COMBUSTIBLES.

CHAPITRE PREMIER.

Des Corps combustibles en général.

Nous avons déjà parlé de la combustion dans l'histoire de l'air. L'ordre que nous avons adopté, exige que nous rappellions en peu de mots ce qui a été dit sur cet objet.

Un corps combustible est, suivant Stahl, un composé qui contient le feu fixé ou le phlogistique. La combustion n'est, d'après sa théorie, que le dégagement de ce feu fixé, & son passage à l'état de feu libre ; ce dégagement se manifeste par la lumière & par la chaleur. Lorsqu'il est entièrement fini, le corps qui l'a éprouvé rentre dans la classe des matières incombustibles, & on peut lui rendre sa première combustibilité en lui rendant son phlogistique, ou en lui unissant la matière du feu fixée dans un autre corps. Nous avons trouvé

quatre grandes difficultés dans cette théorie ; 1°. l'impossibilité de démontrer la présence du phlogistique ; 2°. l'augmentation de poids par la combustion qui ne peut pas se concevoir avec la perte d'un principe ; 3°. la perte de poids du corps par l'addition du phlogistique , lorsqu'on le fait passer de l'état incombustible à l'état inflammable ; 4°. le peu d'attention que Stahl avoit fait à la nécessité de l'air.

Ce dernier phénomène mieux observé , & l'augmentation de poids des corps combustibles pendant leur combustion , a fait naître la théorie suivante.

Un corps n'est combustible que parce qu'il tend fortement à se combiner avec la base de l'air vital ou l'oxygène. La combustion n'est que l'acte même de cette combinaison , elle n'a lieu qu'autant que l'oxygène perd le calorique qui le tenoit en état d'air. Cette opinion est fondée sur les quatre faits suivans : 1°. Un corps ne peut brûler sans air vital ; 2°. plus l'air est pur , plus la combustion est rapide ; 3°. dans la combustion il y a absorption de l'air & augmentation de poids dans le corps brûlé ; 4°. enfin , le corps brûlé dans l'atmosphère contient en oxygène la partie en poids que l'air atmosphérique a perdue , & on peut souvent extraire cet oxygène par différens moyens que nous connoissons plus bas.

Macquer avoit réuni cette théorie avec celle de Stahl en regardant la lumière fixée comme le phlogistique, & en admettant l'air vital comme précipitant de la lumière ; il pensoit que dans toute combustion, le phlogistique étoit séparé dans l'état de lumière par l'air vital qui prenoit sa place dans le corps combustible, & il regardoit ces deux matières, la lumière & l'air vital, comme les précipitans l'une de l'autre ; ainsi, lorsqu'on faisoit passer la lumière fixée d'un corps combustible dans un corps déjà brûlé, il croyoit que ce passage n'avoit lieu qu'à mesure que l'air vital uni au corps brûlé cédoit sa place à la matière de la lumière, & se transportoit dans celui d'où la lumière s'échappoit. La forme exacte & rigoureuse que la doctrine moderne a acquise depuis quelques années, n'exige, ne permet même plus qu'on ait recours à ces théories compliquées & forcées : en la rappelant ici nous ne ferons qu'ajouter à la simplicité & à la clarté.

L'air vital est composé d'une base fixable appelée *oxigène*, & qui est tenue en dissolution dans l'état de fluide élastique par le calorique & la lumière. Lorsqu'on chauffe un corps combustible dans ce fluide, ce corps décompose l'air vital en s'emparant de sa base ou de son *oxigène*, & alors le calorique & la lumière

devenus libres, reprennent tous leurs droits, & s'échappent avec les caractères qui les distinguent; savoir, le premier sous forme de chaleur, & la seconde sous celle de flamme. Suivant cette doctrine, l'air vital est le véritable & le seul corps combustible. Cette théorie semble ne pas détruire la présence du phlogistique dont la lumière joue ici le rôle, mais elle diffère de celle de Stahl par le lieu du phlogistique ou du feu fixé, que nous admettons dans le corps qui sert à la combustion, tandis que Stahl l'admettoit dans le corps combustible. Quoiqu'on puisse faire contre le principe oxigène de l'air vital, l'objection qu'on a faite contre le phlogistique de Stahl; puisqu'on ne connoît pas plus ce principe isolé ou pur, puisqu'il est toujours ou combiné avec le calorique dans l'air vital, ou avec les corps combustibles, lorsqu'ils ont brûlé; puisqu'enfin il ne fait comme le phlogistique que passer d'un corps dans un autre, & changer de combinaison, sans pouvoir être séparé & présenté dans un état de pureté; il y a cependant une très-grande différence entre les deux théories; la dernière, celle que nous admettons à tous les caractères de l'exactitude & de la vérité, elle est fondée sur l'addition ou la soustraction du poids, ce qui n'a jamais pu être fait dans la doctrine de Stahl.

Les

Les différens corps combustibles présentent beaucoup de degrés ou de différences dans leur tendance à se combiner avec l'oxigène ; & il paroît que le plus ou le moins de combustibilité dépend des rapports variés qui existent entre ce principe & les corps combustibles ; de sorte qu'on pourroit établir un ordre de leur combustibilité, & construire une table de leur affinité avec la base de l'air vital.

Cette variété d'affinité entre les corps combustibles & l'oxigène est la cause des différens phénomènes que ces corps présentent dans leur combinaison avec ce fluide.

On pourroit d'après cela distinguer quatre sortes de combustions.

1°. La combustion avec flamme & chaleur, comme celle du soufre, &c.

2°. La combustion avec chaleur sans flamme, comme celle de plusieurs métaux, &c.

3°. La combustion avec flamme sans chaleur, comme celle des phosphores, &c.

4°. La combustion très-lente sans flamme ni chaleur apparentes, comme cela a lieu par le contact de certains corps combustibles avec l'air, ou lorsque l'oxigène fixé dans un corps & dépourvu de calorique, passe tacitement de ce corps dans un autre.

Il faut observer qu'outre cette distinction,

la combustion diffère encore par un grand nombre d'autres phénomènes particuliers à chaque corps combustible. La rapidité, la couleur, l'étendue de la flamme, l'odeur qui l'accompagne, la quantité d'oxygène absorbée, la forme, la couleur, la pesanteur, l'état du résidu du corps brûlé, & plusieurs autres circonstances qu'il seroit inutile de développer ici, & qui seront traitées avec toute l'importance qu'elles méritent à l'article de chaque corps combustible, établissent les différences essentielles, & propres à caractériser chacun des êtres qui appartiennent à cette classe.

En considérant toutes les variétés que présentent les corps combustibles pendant leur combustion, on ne peut s'empêcher de convenir que leur cause n'est point encore connue, & qu'il reste des découvertes importantes à faire sur ce point de la théorie chimique; déjà les degrés d'affinité différens que paroissent avoir les divers corps combustibles pour s'unir à l'oxygène, peuvent servir à expliquer une partie de ces phénomènes; en effet, il est naturel de croire qu'un corps qui a une grande attraction pour se combiner avec ce principe offrira dans cette combinaison plus de chaleur, plus de mouvement & plus de lumière, parce que celle-ci sera séparée de l'air vital avec plus d'énergie.

Mais cette doctrine n'explique point encore quelle est la cause de la couleur si variée de la flamme des différens corps inflammables ; pourquoi, par exemple, le cuivre brûle en vert, &c. Elle n'explique point non plus, au moins par des expériences, comment quelques matières combustibles brûlent sans flamme apparente, à moins qu'on ne croie avec plusieurs physiciens que la matière de la lumière est la même que celle de la chaleur, & n'en diffère que parce qu'elle est plus divisée, plus éparpillée ; or, on sait combien cette opinion souffre encore de difficultés. Si l'on se rappelle que la lumière est un des principes de l'air vital, & qu'elle s'en dégage pendant la combustion, on pourroit croire que ce corps est dégagé diversement de l'air vital par les différentes matières combustibles, qu'il y en a, par exemple, où toute la lumière, l'ensemble de ses sept rayons ou principes, est séparée, qu'il en est d'autres où il n'y a que le rayon orangé de dégagé comme par le gaz nitreux, le jaune ou le vert comme par le zinc & le cuivre ; mais cette hypothèse, dont il a déjà été question dans l'histoire de la combustion traitée à l'article de l'air, n'est point encore appuyée par l'expérience. Il suffit qu'il soit presque démontré que la lumière est plutôt contenue

dans l'air vital, que dans les corps combustibles. En effet, comment concevoir qu'un corps aussi divisé & aussi élastique en même-temps que la lumière, puisse se fixer & prendre de la solidité? N'est-il pas plus naturel & plus conforme à toutes les idées de la saine physique de penser, que loin de pouvoir prendre ainsi une forme solide, la lumière est plutôt capable de la faire perdre à ceux qui en jouissent, & qu'elle est une des causes de l'élasticité de l'air vital, qui n'est que l'oxigène solide par lui-même uni au calorique & à la lumière.

Quoiqu'il reste donc encore quelques difficultés à résoudre dans l'histoire de la combustion, il est bien prouvé aujourd'hui que les corps combustibles qui ont brûlé ont tout-à-fait changé de nature, que l'oxigène qui y est fixé leur donne toujours plus de pesanteur absolue, & que ce principe y a pris lui-même une forme plus solide que celle qu'il avoit dans sa combinaison avec le calorique & la lumière qui le constituent air vital.

Nous divisons les matières combustibles du règne minéral en cinq genres; savoir, le diamant, le gaz hydrogène ou inflammable, le soufre, les matières métalliques & les bitumes.



CHAPITRE II.

Genre I. *D I A M A N T.*

LE diamant est une substance unique dans son espèce ; on l'a placé avec les pierres , parce qu'il en a la dureté , l'insipidité , l'insolubilité. Il est d'ailleurs le plus transparent & le plus dur de tous les minéraux. Sa dureté est telle que l'acier le mieux trempé ne mord point sur lui , & qu'on ne peut user les diamans qu'en les frottant l'un contre l'autre ; c'est ce qu'on nomme égriser.

Les diamans se trouvent aux grandes Indes , particulièrement dans les royaumes de Golconde & de Visapour. On en tire aussi du Brésil ; mais ils paroissent d'une qualité inférieure : on les connoît dans le commerce sous le nom de *diamans de Portugal*.

Les diamans se rencontrent ordinairement dans une terre ochracée , jaunâtre , sous des roches de grès & de quartz ; on en trouve aussi quelquefois dans l'eau des torrens ; ces diamans ont été détachés de leurs mines. Il est rare que les diamans soient d'un certain volume. Les souverains de l'Inde gardent les plus volumi-

neux, afin que le prix de ces substances ne diminue point.

Les diamans ne sortent pas de la terre avec leur éclat ; il ne s'en trouve de brillans que dans les eaux. Tous ceux que l'on retire des mines sont enveloppés d'une croûte terreuse, qui recouvre une seconde couche de la nature du spath calcaire, suivant M. Romé de Lisse.

Souvent les diamans n'ont pas de forme régulière ; ils sont plats ou roulés. Quelquefois ils offrent des cristaux réguliers en octaèdres, formés de deux pyramides quadrangulaires réunies par leurs bases ; on en trouve aussi à 12, à 24 & à 48 faces.

Quelques diamans sont parfaitement transparens & de la plus belle eau ; d'autres sont tachés, veinés, nués ; alors ils perdent beaucoup de leur prix. Il en est qui ont des teintes uniformes & bien marquées de jaune, de rouge, de bleu, de noir ; ces derniers sont fort rares.

Les diamans paroissent être formés de lames appliquées les unes sur les autres ; on les divise aisément, en les frappant dans le sens de ces lames avec un instrument de bon acier. Il y a cependant quelques diamans qui ne paroissent point composés de lames distinctes, mais de fibres entortillées, comme sont celles que l'on

observe dans les nœuds du bois. Ces derniers sont fort durs, & ne peuvent être travaillés, les lapidaires les nomment *diamans de nature*.

La transparence, la dureté du diamant, la forme cristalline régulière qu'il affecte, avoient déterminé les naturalistes à ranger cette substance au nombre des pierres vitrifiables. Ils le regardoient comme la matière du cristal de roche, la plus pure & la plus homogène. Ils le croyoient inaltérable au feu, parce que les joailliers sont dans l'usage de faire chauffer & même rougir les diamans tachés de jaune ; par ce procédé, les taches deviennent noires, & n'empêchent pas l'éclat de la pierre. Cependant on savoit que le diamant étoit plus pesant & plus dur que le cristal de roche, & qu'il avoit une propriété électrique très-marquée ; mais on n'attribuoit cela qu'à son extrême pureté.

On sait que tous les corps transparens pierreux ou salins refrangent la lumière en raison directe de leur densité, mais que les corps transparens combustibles la refrangent en raison double de leur densité. Le diamant a une force réfringente presque triple de celle qu'il devroit avoir en raison de sa densité ; il paroît que c'est de cette grande force réfringente que dépend le singulier éclat du diamant. Comme il est

très-transparent , & que la lumière se refrange fortement entre ses lames , lorsqu'on multiplie ses surfaces par la taille, chacune de ses facettes fournit un faisceau de lumière très-brillant. Aussi ceux qui sont taillés à facettes sur toute leur circonférence ont-ils un éclat bien supérieur à ceux qui ne sont taillés que d'un côté ; c'est pour cela que les lapidaires désignent les premiers sous le nom de *brillans* , & qu'ils appellent les seconds des *roses*.

Boyle avoit dit que le feu altéroit les diamans , & qu'il s'en dégageoit des vapeurs âcres ; mais le fait annoncé par ce physicien ne fixa point l'attention des savans. Cependant Cosme III, grand duc de Toscane, vit à Florence en 1694 & 1695, le diamant se détruire au miroir ardent. L'empereur François I fut aussi témoin à Vienne de la destruction du diamant par le simple feu des fourneaux.

M. d'Arcet , dans ses belles expériences sur les matières pierreuses exposées à l'action d'un feu violent & continu , n'oublia pas les diamans. Il annonça qu'ils s'évaporoient dans le sens de leurs lames , & que si on arrêtoit l'évaporation à propos , ce qui resloit n'étoit nullement altéré , & n'offroit qu'un diamant de moindre volume.

M. d'Arcet voulant savoir si l'évaporation du

diamant n'étoit pas une simple décrépitation, imagina de le traiter dans des vaisseaux différemment fermés. Il prit une sphère de pâte de porcelaine, & après l'avoir coupée en deux, il plaça un diamant au centre, il ajusta ensuite les deux hémisphères, de manière que le diamant se formant à lui-même sa cavité, il n'y eût pas d'espace vide autour. Ayant laissé ces boules au four jusqu'à ce qu'elles fussent cuites, il les cassa, & trouva la loge vide & le diamant évaporé, sans qu'on pût appercevoir la moindre gerçure à la boule.

M. d'Arcet a varié cette expérience de plusieurs manières, tantôt en prenant des boules de pâte de porcelaine, tantôt des creusets de porcelaine cuite, fermés d'un bouchon de pareille matière, enduit avec une substance fusible qui, en se vitrifiant au feu, faisoit un lut hermétique. M. d'Arcet a toujours vu le diamant disparaître, & en a conclu qu'il étoit évaporable sans le secours de l'air.

Depuis MM. d'Arcet & Roux ont observé qu'il n'étoit pas nécessaire d'avoir recours à des feux d'une si grande violence, pour opérer la volatilisation du diamant; & en 1770 M. Roux en volatilisa un, aux écoles de médecine, en cinq heures de tems dans un fourneau de coupelle.

En 1771 Macquer observa un nouveau phénomène relatif à la destruction de cette substance. Ayant eu un diamant à volatiliser, il employa le fourneau de Pott, auquel il avoit fait quelques corrections. Ce fourneau, lorsqu'il est terminé par un tuyau de poêle de dix à douze pieds de hauteur, produit une chaleur égale à celle d'un four à porcelaine dure. Macquer avoit placé une moufle au centre de son fourneau, qui n'avoit qu'un tuyau de deux pieds. Il mit un diamant taillé en brillant, & pesant trois-seizièmes de karat, dans une coupelle qu'il plaça d'abord au-devant de la moufle bien rouge; il eut soin de ne l'enfoncer que par degrés, pour éviter que le diamant ne s'éclatât. Au bout de vingt minutes, ayant observé le diamant, il le trouva augmenté de volume & beaucoup plus brillant que la capsule dans laquelle il étoit; enfin, il observa une flamme légère & comme phosphorique, qui formoit une auréole très-marquée autour de la pierre; mais il ne sentit point de vapeurs âcres, comme l'avoit annoncé Boyle. Le diamant ayant été reporté sous la moufle, au bout de trente minutes, il étoit entièrement disparu, sans laisser après lui aucune trace. Ainsi Macquer a volatilisé en moins d'une heure un diamant de près de quatre grains, & il a vu que ce corps

brûle avec une flamme sensible à la manière des autres corps combustibles.

Ce fait annoncé par Macquer a été vérifié plusieurs fois depuis. En 1775 Bucquet a volatilisé un diamant d'environ trois grains & demi ; il s'est servi du fourneau de Macquer, mais sans tuyau , & la moufle est resté ouverte presque tout le tems de l'opération, afin qu'on pût voir ce qui se passoit pendant la combustion du diamant. Il est resté environ quinze minutes avant de s'enflammer , & à compter du moment de l'inflammation, il n'a pas fallu vingt-cinq minutes pour son entière volatilisation.

Comme aucune de ces expériences ne démontrait ce que devenoit le diamant, MM. Macquer, Lavoisier & Cadet résolurent de faire quelques essais dans des vaisseaux clos. Ils distillèrent vingt grains de diamans dans une cornue de grès , avec un appareil propre à retenir les produits s'il eût passé quelque chose ; ils employèrent un feu de la plus grande violence, & n'obtinrent rien ; ils trouvèrent les diamans bien entiers, mais ayant perdu un peu de leur poids ; ils soupçonnèrent dès-lors que cette perte dépendoit de ce que les diamans avoient brûlé en partie , à l'aide du peu d'air renfermé dans les vaisseaux ; les diamans d'ailleurs étoient couverts d'un enduit noirâtre, &

comme charbonneux, qui disparoissoit promptement en les frottant sur la meule.

Pendant que les chimistes s'occupoient des recherches sur le diamant, les lapidaires croyoient toujours à la parfaite indestructibilité de cette pierre. L'un d'eux, M. le Blanc, porta chez M. Rouelle un diamant pour être exposé au feu; mais il voulut l'envelopper à sa manière. En conséquence, il le mit dans un creuset avec un ciment de craie & de poudre de charbon; ce premier creuset fut enfermé dans un autre, fermé de son couvercle & luté avec le sable des fondeurs. Cet appareil resta au feu pendant quatre heures, ainsi que plusieurs autres diamans sur lesquels M. Rouelle travailloit. Au bout de ce tems, les diamans de M. Rouelle avoient disparu, ainsi que celui de M. le Blanc. M. Maillard, autre lapidaire, se rendit chez M. Cadet, où travailloient MM. Macquer & Lavoisier; ayant apporté trois diamans, il proposa de les exposer au feu, après qu'il les auroit cimentés à sa manière. Il remplit de charbon pilé & bien pressé, le fourneau d'une pipe, & ayant mis les diamans au centre du charbon, il couvrit la pipe d'une plaque de fer qu'il lutá avec le sable des fondeurs; la pipe fut renfermée dans un creuset garni de craie & revêtu d'un enduit de sable détrempé avec

l'eau salée. Le tout fut mis au fourneau de Macquer, & essuya un feu tel, qu'au bout de deux heures l'appareil étoit ramolli & prêt à couler. Après l'opération, le creuset étoit vitrifié & informe; on le cassa avec précaution, & l'on trouva la pipe bien entière: le charbon qu'elle contenoit étoit parfaitement noir, & les diamans n'avoient rien perdu. Ils étoient seulement noircis à leur surface, mais en les frottant sur la meule, ils redevinrent blancs & brillans. Macquer a répété cette expérience dans le grand four qui cuit la porcelaine dure de Sèvres, elle a réussi de même; cependant, comme le fer qui couvroit la pipe avoit été fondu, une partie ayant atteint le diamant, l'avoit scorifié d'un côté, mais l'autre étoit bien entier; le feu avoit duré vingt-quatre heures.

M. Mitouard ayant eu occasion de traiter plusieurs diamans dans des vaisseaux fermés & avec différens cémens, a reconnu que le charbon étoit celui de tous qui empêchoit le mieux la combustion de ce corps.

Tous les chimistes ont été persuadés par ces faits, que le diamant brûloit à la manière des corps combustibles, & qu'il ne se détruisoit, comme le charbon, qu'autant qu'il avoit le contact de l'air. Cependant les expériences très-

bien faites & très-multipliées de M. d'Arcet sembloient établir le contraire. Pour éclaircir ce point de théorie, Macquer prit du charbon en poudre, il en emplit plusieurs boules de porcelaine cuite & plusieurs creusets de pâte de porcelaine ; le charbon se réduisit en cendres dans les creusets de porcelaine non cuite, les cendres mêmes se vitrifièrent, tandis que le charbon, renfermé dans les vaisseaux de porcelaine cuite resta sans altération ; d'où ce chimiste a conclu, qu'il y a une grande différence entre ces deux sortes de vaisseaux. Il pense que pendant la cuite de la porcelaine, il se fait des fentes, des gerçures peu sensibles, mais suffisantes pour faciliter la combustion, & que ces porcelaines prenant de la retraite en se refroidissant, toutes ces petites ouvertures se referment & disparoissent entièrement après la cuite.

M. Lavoisier a ajouté à ces expériences de nouvelles recherches qui prouvent que le diamant ne se brûle qu'autant qu'il a le contact de l'air. Il a exposé des diamans au foyer de la lentille de M. de Trudaine, après les avoir couverts d'une cloche, sous laquelle il a fait monter de l'eau ou du mercure en aspirant l'air. Ce chimiste dans des travaux sur les effets du verre ardent, faits en commun avec MM. Macquer,

Cadet & Briffon, avoit déjà observé que si on chauffoit brusquement les diamans, ils pétillioient & s'éclatoient sensiblement, ce qui n'arrive pas lorsqu'on les chauffe lentement & par degrés. Il a vu aussi les diamans se fondre & couler en certains endroits : la surface de ceux qui étoient restés quelque tems exposés au feu de la lentille, lui a paru criblée de petits trous comme une pierre ponce. En les chauffant dans l'appareil pneumatique chimique décrit ci-dessus, il s'est convaincu que le diamant ne brûloit que pendant un certain tems plus ou moins long, à raison de la quantité d'air contenu sous la cloche; il a examiné l'air dans lequel avoit brûlé le diamant, & il l'a trouvé absolument semblable à celui qui reste après la combustion de tous les autres corps combustibles, c'est-à-dire, privé de la partie d'air vital propre à entretenir ce phénomène. Une circonstance qu'il faut noter, c'est que cet air résidu de la combustion du diamant précipitoit l'eau de chaux & contenoit de l'acide carbonique.

Pour constater de plus en plus la nature du diamant, M. Lavoisier a essayé de le brûler sous une cloche pleine d'acide carbonique. Le diamant a éprouvé un peu de déchet dû sans doute à une portion d'air mêlé à cet acide. Ce chimiste pense que cette perte dépend aussi en

grande partie de la volatilisation du diamant, & il en conclut que ce corps pourroit se volatiliser en entier dans des vaisseaux fermés, si on lui appliquoit une chaleur suffisante. M. Lavoisier ayant opéré de même sur le charbon, a eu des résultats analogues, soit relativement à la combustion, soit relativement à la volatilisation. Il a aussi vu le diamant se noircir toujours à sa surface.

Il résulte de ces différens faits, que le diamant est une substance très-différente des pierres ; que c'est, au contraire, un véritable corps combustible, susceptible de brûler avec flamme toutes les fois qu'on le chauffe jusqu'à le faire rougir avec le contact de l'air ; en un mot, que c'est un corps combustible volatil, puisque le diamant ne laisse aucun résidu fixe ; qu'il ressemble parfaitement au charbon par la manière dont il se comporte au feu, encore qu'il en diffère beaucoup par sa transparence, sa pesanteur, sa dureté, & plusieurs autres propriétés. Toutes ces expériences, ainsi que l'art de cliver le diamant, ont appris qu'il est formé de lames ou de couches placées les unes sur les autres ; qu'il y a quelquefois entre ces couches, une matière étrangère colorante à laquelle est peut-être dû l'enduit charbonneux dont se couvrent les diamans chauffés,

chauffés, sur-tout dans les vaisseaux fermés. C'est cette couche colorée, placée plus ou moins profondément, qui rend incertain le procédé employé par les lapidaires pour blanchir les diamans tachés. Si elle est peu profonde, elle peut se détruire facilement, & le diamant sera blanchi. Si elle est, au contraire, dans l'intérieur de ce corps, on ne pourra l'enlever que par la destruction successive des lames qui la recouvrent, & alors il faut quelquefois détruire presque entièrement le diamant avant de lui enlever sa couleur.

Malgré tous ces travaux, on ne fait rien encore sur la composition du diamant, & on doit le regarder, dans l'état actuel de nos connoissances, comme un corps combustible particulier & différent de tous les autres.

Le diamant n'est d'usage que comme ornement; mais la propriété qu'il a de réfranger les rayons lumineux, de les décomposer & d'offrir à l'œil les couleurs les plus brillantes & les plus vives, le rend véritablement précieux, sans qu'on puisse attribuer au caprice de la mode l'estime dont il jouit. Sa dureté excessive à laquelle il doit le poli inaltérable de ses surfaces, sa rareté & l'art de la taille ajoutent encore à son prix. On s'en sert avec avantage pour graver sur le verre & sur les pierres dures, &

pour donner à ces corps la forme & les grandeurs convenables.

La poussière de diamant sert à user & à polir ceux qui sont entiers.

CHAPITRE III.

Genre II. *GAZ HYDROGENE.*

LE gaz nommé *air inflammable* par Priestley , & que nous désignons par le nom de *gaz hydrogène*, est un fluide aériforme qui jouit de toutes les propriétés apparentes de l'air. Il est environ 13 fois plus léger que lui, il ne peut servir à la combustion, il tue très-promptement les animaux en leur donnant des convulsions vives. Il a une odeur forte & très-reconnoissable: une de ses propriétés caractéristiques, est de s'allumer lorsqu'il est en contact avec l'air & qu'on lui présente un corps enflammé, ou qu'on y fait passer l'étincelle électrique.

Le gaz hydrogène étoit connu depuis longtemps dans la nature & dans l'art. Les mines métalliques, celles de charbon de terre, la surface des eaux, les matières animales ou végétales en putréfaction, avoient offert un grand nombre d'exemples de vapeurs combustibles

naturelles. L'art s'étoit exercé à en produire dans la dissolution de plusieurs métaux par les acides sulfurique & muriatique, par la distillation des substances animales & végétales. Mais personne avant M. Priestley n'avoit imaginé de recueillir ces vapeurs dans des récipients, & d'en examiner les propriétés. Ce physicien a découvert qu'elles formoient une espèce de fluide élastique permanent.

Le gaz hydrogène présente tous les phénomènes des corps combustibles dans un degré très-marqué. Comme eux il ne peut brûler sans le contact de l'air ; il brûle avec une flamme plus ou moins rouge lorsqu'il est bien pur, & bleue ou jaune, quand il est uni à quelque substance capable de modifier ses propriétés. Souvent il pétille & produit en brûlant de petites étincelles brillantes, avec un bruit semblable à celui du nitre qui détone. Il s'excite dans sa combustion une chaleur vive. Il s'allume par le contact de l'étincelle électrique.

Il brûle d'autant plus rapidement, qu'il est environné d'une plus grande quantité d'air. Comme ces deux fluides ont une aggrégation pareille, on conçoit qu'il est possible de les mêler de sorte qu'une molécule de gaz hydrogène soit environnée de molécules d'air ; & qu'alors il doit brûler avec rapidité. C'est aussi

ce qui a lieu lorsqu'on enflamme un mélange de deux parties d'air atmosphérique & d'une partie de gaz hydrogène; ce mélange s'allume, il brûle dans un instant, & en produisant une explosion vive semblable à celle de la poudre à canon; le gaz hydrogène seul ne brûle, au contraire, que lentement & à sa surface.

On peut le faire brûler de même, en un instant & avec beaucoup plus de véhémence, si on en mêle deux ou trois parties avec une partie d'air vital ou gaz oxigène; il produit alors une explosion beaucoup plus considérable que dans l'expérience précédente.

M. Cavendish a remarqué, il y a plusieurs années, que toutes les fois qu'on brûle du gaz hydrogène, il se manifeste toujours des gouttes d'eau. En faisant brûler ce gaz dans un vaisseau plein d'air vital, & au dessus du mercure, il se produit du vide dans l'appareil, le mercure remonte, & les parois du vase se trouvent enduites d'une grande quantité de gouttelettes d'eau très-pure qui augmentent en quantité à mesure que la combustion s'opère. M. Lavoisier a combiné de cette manière une assez grande quantité de ces deux fluides élastiques l'un avec l'autre pour pouvoir obtenir plusieurs gros d'eau. Il a eu soin de faire passer l'un & l'autre de ces fluides à travers un cylindre de verre rempli

d'alkali fixe caustique bien sec, afin de les dépouiller de la portion d'eau qu'ils pouvoient contenir. L'eau qu'il a obtenue répondoit parfaitement par son poids à celui des fluides élastiques qu'il avoit employés; & il en a conclu qu'elle est en effet un composé de ces deux fluides, savoir, de six parties en poids d'oxygène & d'une partie d'hydrogène; car il est aisé de concevoir d'après tout ce que nous avons fait connoître jusqu'ici que le calorique & la lumière de l'air vital & du gaz hydrogène se dégagent pendant leur combustion; c'est à ce dégagement qu'on doit attribuer la pesanteur de l'eau comparée à celle des gaz oxygène & hydrogène; ce fluide est à la pesanteur du gaz hydrogène comme 11050 est à 1, en supposant celle de ce dernier gaz relativement à celle de l'air dans le rapport de 13 à 1; ce rapport sera encore bien plus éloigné si l'on élève la légèreté du gaz hydrogène à 16, comme il paroît que cela peut être lorsqu'il est d'une parfaite pureté.

L'eau obtenue par la combustion de l'air vital & du gaz hydrogène, s'est trouvée contenir quelques grains d'acide nitrique. Pour concevoir la formation de cet acide, il faut se rappeler que M. Cavendisch l'a produit en combinant à l'aide de l'étincelle électrique sept parties d'air vital & trois parties de gaz azotique de l'atmosphère.

phère. Or, l'air vital que M. Lavoisier a employé pour son expérience ayant été retiré du précipité rouge ou oxide mercuriel par l'acide nitrique, cet oxide qui l'a fourni a bien pu donner une petite quantité de l'azote qui entre dans sa composition ; ainsi, cette portion d'acide ne change rien au résultat & aux assertions de M. Lavoisier sur la production de l'eau. Si l'on compare à cette belle expérience celle par laquelle le même chimiste a décomposé l'eau en la faisant tomber sur le fer, le zinc & le charbon rouge, ainsi que sur les huiles bouillantes, & en a retiré du gaz hydrogène en proportion de la combustion qui avoit lieu dans ces différens corps, on sera convaincu que cette théorie de la nature de l'eau est appuyée sur des fondemens aussi solides que toutes celles qui ont été proposées sur les différens faits chimiques.

La proportion des composans de l'eau, démontrée par les expériences les plus exactes, est de 85 parties d'oxigène & de 15 d'hydrogène en poids.

Il ne reste plus qu'un point à déterminer sur la nature du gaz hydrogène ; cet être est-il simple ou composé d'une seule espèce toujours identique ? Peut-on le regarder comme le phlogistique de Stahl, ainsi que le pensent plusieurs chimistes anglois, & sur-tout M. Kirwan ?

A l'égard de la première question, les chimistes font aujourd'hui bien près d'être d'accord entr'eux sur l'identité de gaz inflammable retiré de substances très-différentes, & qui paroît jouir de propriétés diverses.

Il en est, à la vérité, quelques-uns qui pensent encore qu'il y en a réellement plusieurs espèces; tels sont, suivant eux, le gaz inflammable obtenu du fer & du zinc par l'eau, qui brûle en rouge & détone avec l'air vital; celui que M. de Laffone a retiré du bleu de Prusse, de la réduction des fleurs de zinc par le charbon, qui brûle sans détoner avec l'air; le gaz inflammable des marais qui brûle en bleu & ne détone pas; celui que l'on obtient de la distillation des matières organiques & qui ressemble au gaz des marais. Mais une analyse exacte nous a prouvé que ces deux derniers sont des composés de véritable gaz hydrogène pur & détonant, avec du gaz azotique ou acide carbonique en différentes proportions; & nous étions portés à croire avec l'illustre Macquer, en 1782, qu'il n'y a qu'un être de cette espèce susceptible de plusieurs modifications par ses combinaisons avec différentes substances. Les travaux d'un grand nombre de physiciens célèbres, & en particulier de MM. Cavendish, Priestley, Wath, Kirwan, Lavoisier, Monge, Berthollet,

de Morveau , &c. ont confirmé cette opinion. Les mélanges de gaz étrangers indiqués , la dissolution du charbon , du soufre , du phosphore dans le gaz hydrogène dont ils augmentent la pesanteur & diminuent la combustibilité , annoncent que c'est à ces mélanges ou à ces combinaisons que sont dues les différences apparentes des gaz inflammables. Je crois donc qu'on peut regarder comme démontré aujourd'hui , qu'il n'y a qu'une seule espèce de gaz inflammable provenant toujours de la décomposition de l'eau , la reformant par son union avec l'air vital ; en un mot , qu'il n'existe dans ce genre que le gaz hydrogène présentant plus ou moins d'inflammabilité & des couleurs diverses dans sa combustion , suivant qu'il est mêlé ou combiné avec différens autres corps.

Quant à la seconde question , quoique l'opinion de Bergman & des chimistes anglois qui regardent le gaz hydrogène comme le phlogistique de Stahl paroisse s'accorder avec un certain nombre de faits , il en est cependant un plus grand nombre qui empêchent qu'on puisse l'adopter. En effet , il paroît que ce ne sont point toujours les substances combustibles dans lesquelles Stahl admettoit la présence du phlogistique qui fournissent cette espèce de fluide , & que l'eau contribue toujours à sa formation. M. Kirwan , qui s'occupe depuis quelques années

de l'examen de cette importante question, n'a point encore trouvé, à notre connoissance, d'expérience qui puisse la démontrer positivement. Nous aurons soin d'exposer dans plusieurs autres articles de cet ouvrage, ce que nous pensons du gaz hydrogène que ce célèbre chimiste a obtenu d'une amalgame de zinc, ainsi que de quelques autres expériences analogues, que plusieurs Physiciens ont opposées à notre doctrine. Nous n'entrerons point ici dans le détail des objections qu'on peut lui opposer, parce que nous risquerions de n'être point entendus des personnes qui n'auront lu que ce qui précède ce chapitre de notre ouvrage ; nous ferons connoître ces objections dans les chapitres où nous traiterons des substances métalliques, du phosphore, &c. Quoi qu'il en soit, nous conviendrons ici qu'il seroit possible d'expliquer les phénomènes de la chimie en admettant l'hydrogène pour phlogistique ; mais nous observerons en même-tems que cette théorie phlogistique exige des suppositions forcées, & qu'elle est bien loin de paroître aussi simple & aussi satisfaisante que celle que nous avons adoptée, comme le simple résultat des faits (1).

(1) Voyez la traduction de l'ouvrage de M. Kirwan, & les notes que nous y avons ajoutées.

Aucun chimiste n'a pu, jusqu'à présent, séparer les principes du gaz hydrogène, c'est un être simple dans l'état actuel de nos connoissances; sa base ou l'hydrogène se combine en entier avec celle de l'air pur ou l'oxigène, & forme de l'eau dans cette combinaison. On doit s'appercevoir que nous ne disons rien des théories de quelques auteurs qui ont avancé, les uns, que le gaz inflammable est un composé d'air & de la matière du feu; les autres, que c'est une modification de la lumière, du feu, du fluide électrique, &c. Toutes ces assertions sont trop vagues, elles ressemblent trop au langage inexact & incertain des premiers tems de la physique, & elles sont trop éloignées des expériences & de toutes démonstrations, pour qu'elles nous paroissent devoir mériter une discussion soutenue. On ne peut douter que le gaz hydrogène ne contienne beaucoup de chaleur spécifique ou de calorique, peut-être même de la matière de la lumière, & que la première ne se sépare de ce gaz toutes les fois qu'il perd son état élastique, & qu'il passe dans des combinaisons liquides.

Le gaz hydrogène ne s'unit point à l'eau; on peut le conserver long tems sans altération au-dessus de ce fluide. Cependant à la longue il est altéré & n'est plus inflammable. M. Priestley

n'a point déterminé cette espèce de changement, ni l'état de l'eau qui le produit. Il est vraisemblable que cette expérience faite avec soin, jetteroit beaucoup de jour sur la nature de ce corps combustible.

Le gaz hydrogène ne paroît point avoir d'action sur les terres, ni sur les trois substances salino-terreuses; cependant il détruit la blancheur de la baryte & il la colore; ce qui l'a fait regarder comme la chaux ou l'oxide d'un métal particulier encore inconnu.

On ne connoît point l'altération que les alkalis & les acides pourroient lui faire éprouver, & celle qu'il feroit naître lui-même dans ces sels. Il est vraisemblable qu'il décomposeroit quelques acides, & sur-tout l'acide sulfurique & l'acide muriatique oxigéné, en s'emparant de leur oxigène avec lequel il formeroit de l'eau. Quant à l'acide sulfurique, on peut soupçonner qu'il éprouveroit cette décomposition, la base de l'air vital ayant plus d'affinité avec l'hydrogène qu'avec le soufre, puisque celui-ci ne décompose point l'eau comme nous le verrons plus bas. L'acide muriatique oxigéné a une si grande quantité d'oxigène surabondant & si peu adhérent, qu'on peut présumer que le gaz hydrogène le lui enleveroit pour former de l'eau.

Le gaz hydrogène ne paroît point avoir

d'action sur les sels neutres, & on a peu examiné en général la manière d'agir sur toutes les substances salines.

Ce gaz est devenu un être beaucoup plus important pour les savans, depuis qu'on s'en est servi pour remplir les machines aérolatiques, dont la découverte est due à MM. de Montgolfier. Sa légèreté spécifique treize fois plus considérable que l'air, est la cause de l'ascension de ces machines. Il est plus que vraisemblable qu'il joue un très-grand rôle dans les phénomènes météoriques, qu'il existe en grande quantité dans l'atmosphère, qu'il s'y allume par l'étincelle électrique, qu'il y forme de l'eau. Peut-être est-il emporté par les vents comme une espèce d'aérostat naturel.

On a cherché à le substituer à d'autres matières combustibles dans plusieurs besoins de la vie, comme pour éclairer, pour chauffer, pour charger quelques armes à feu, &c. M. Volta l'a considéré sous ce dernier point de vue, & il a proposé plusieurs manières de s'en servir. M. Neret a donné la description d'un réchaud à gaz inflammable dans le Journal de Physique, (janvier 1777.) MM. Furstenberger physicien de Bâle, Brander mécanicien d'Augsbourg, Ehrmann démonstrateur de physique à Strasbourg, ont imaginé des lampes que l'on peut

allumer la nuit à l'aide d'une étincelle électrique. Enfin , on fait des feux d'artifices fort agréables avec des tubes de verre différemment contournés , & percés d'un grand nombre de petites ouvertures. On introduit le gaz inflammable dans ces tubes à l'aide d'une vessie qui en est remplie , & qui s'y adapte par un robinet de cuivre. En pressant cette vessie , le gaz inflammable passe dans le tube , sort par toutes les ouvertures qui y sont pratiquées , & on l'allume en approchant une bougie allumée.

CHAPITRE IV.

Genre III. SOUFRE.

LE soufre est un corps combustible, sec, très-fragile, d'un jaune citron, qui n'a d'odeur que lorsqu'il est chauffé, & dont la saveur particulière est foible, quoique cependant très-sensible. Si on le frotte, il devient électrique. Si lorsqu'il est en gros morceaux, on lui fait éprouver une chaleur douce, mais subite, comme en le serrant dans la main, il se brise en pétillant.

Le soufre se rencontre en grande quantité dans la nature, tantôt pur & tantôt combiné. Il ne doit être ici question que du premier.

Voici les variétés de forme qu'il présente dans son état de pureté.

Variétés.

1. Soufre transparent, cristallisé en octaèdres dont les deux pyramides sont tronquées. Il est déposé par l'eau le plus souvent à la surface d'un spath calcaire. Tel est celui de Cadix.
2. Soufre transparent en morceaux irréguliers. Celui de la Suisse est dans cet état.
3. Soufre blanchâtre pulvérulent, déposé dans des géodes filiceuses. On trouve des cailloux remplis de soufre en Franche-Comté, &c.
4. Soufre pulvérulent, déposé à la surface des eaux minérales, comme à celles d'Aix-la Chapelle, d'Enghien près de Paris, &c.
5. Soufre cristallin sublimé; il est en cristaux transparens; on le rencontre dans les environs des volcans.
6. Soufre pulvérulent sublimé des volcans; celui-ci est sans forme régulière, & souvent interposé dans des pierres tendres, comme on l'observe à la Solfatare aux environs de Naples.
7. Stalactites de soufre, formées par le feu des volcans.

Outre ces sept variétés de soufre minéral pur, cette substance combustible se trouve combinée avec différentes matières. C'est le plus souvent à des métaux qu'il est uni, & il les met dans l'état de *pyrites* ou sulfures métalliques, & de mines. Quelquefois il est combiné avec des matières calcaires dans l'état de sulfure ou foie de soufre terreux; les pierres calcaires fétides, la pierre porc, paroissent être de cette nature.

Des découvertes récentes étendent encore l'empire de ce minéral. Il semble se former journellement dans toutes les matières végétales & animales, qui éprouvent un commencement de putréfaction. Quoique ces espèces de soufre n'appartiennent pas essentiellement au règne minéral, nous croyons cependant devoir les joindre aux variétés précédentes, pour rendre son histoire naturelle plus complète.

Variétés.

8. Soufre cristallisé, formé par la décomposition lente des matières animales accumulées; tel est celui que l'on a trouvé dans des anciennes voieries près la porte Saint-Antoine.
9. Soufre pulvérulent, formé par les vapeurs dégagées des substances animales en putréfaction; on en ramasse sur les murs des étables, des latrines, &c.

Variétés.

10. Soufre retiré de plusieurs végétaux, notamment de la racine de patience, de l'esprit de cochléaria, &c. C'est à MM. Baumé & Deyeux, membres du collège de Pharmacie, & démonstrateurs de chimie, qu'est due cette découverte.
11. Soufre obtenu de l'analyse des matières animales, & notamment du blanc d'œuf par M. Deyeux.
12. Soufre retiré du crottin de cheval. On a trouvé ce corps combustible dans du crottin de cheval, à l'instant où il venoit d'être rendu. Il est vraisemblable que des travaux ultérieurs le feront découvrir dans un grand nombre d'autres substances animales.

Ces différens soufres ne constituent point celui que l'on emploie dans les arts. On l'extrait par la distillation des composés métalliques dont il forme un des principes, & qu'on appelle pyrites. En Saxe & en Bohême on les met en petits morceaux dans des tuyaux de terre, placés sur un fourneau allongé. Le bout des tuyaux qui sort du fourneau, est reçu dans des caisses carrées de fonte de fer, dans lesquelles on met de l'eau. Le soufre se ramasse dans ces espèces de

de récipiens ; mais il est fort impur. Pour le purifier, on le fond dans une poêle de fer ; les parties terreuses & métalliques se précipitent. On le verse dans une chaudière de cuivre, où il forme un autre dépôt des matières étrangères qui l'altéroient. Après l'avoir tenu quelque tems en fusion, on le coule dans des moules de bois cylindriques, & il forme le soufre en canons. Celui qui s'est précipité au fond de la chaudière pendant la fusion est gris & très-impur ; on le nomme fort improprement *soufre vis*. Dans d'autres pays, comme à Rammelsberg, on extrait le soufre des pyrites d'une manière plus simple. On se contente d'enlever avec des cuillers celui qui se trouve fondu dans les masses de pyrites que l'on grille à l'air, & on le purifie par une nouvelle fonte.

Le soufre ne s'altère point par le contact de la lumière. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se ramollit, se fond, prend souvent en se figeant une couleur rouge, brune ou verdâtre, & une forme aiguillée. Pour réussir dans cette cristallisation, il faut, d'après le procédé de Rouelle, laisser figer la surface & décanter aussitôt la portion fluide qui se trouve au-dessous de cette espèce de croûte ; alors on obtient des aiguilles de soufre qui se croisent en différens sens.

Si on chauffe doucement le soufre lorsqu'il est fondu, il se volatilise en petites parcelles pulvérulentes d'un jaune citron, qu'on appelle *fleurs de soufre*. Comme il n'y a que la portion la plus pure du soufre qui se volatilise dans cette opération, on l'emploie avec succès pour le purifier. Pour faire cette préparation, on met du soufre commun en poudre dans une cucurbite de terre à laquelle on adapte des pots de terre ou de faïence qui se reçoivent mutuellement, & qu'on nomme *aludels*. On termine le dernier par un entonnoir renversé, dont la tige établit une légère communication avec l'air; on chauffe la cucurbite jusqu'à liquéfier le soufre, qui se sublime à ce degré de chaleur, & s'attache aux parois des aludels.

Les fleurs de soufre préparées en grand, contiennent souvent un peu d'acide sulfurique, formé par la combustion d'une petite quantité de ce soufre, qui a eu lieu en raison de l'air contenu dans les vaisseaux. On les purifie très-exactement en les lavant; c'est le soufre ainsi préparé qu'on doit employer en médecine, & dans les expériences délicates de la chimie.

Le soufre chauffé avec le concours de l'air, s'allume lorsqu'il est fondu, & brûle avec une flamme bleue, si la chaleur qu'on lui fait éprouver n'est que peu considérable, ou bien avec

une flamme blanche & vive, si on le chauffe fortement. Dans la première de ces combustions il répand une odeur suffoquante, & si l'on recueille la vapeur qu'il exhale, on obtient de l'acide sulfureux très-fort. Dans la combustion rapide son odeur est nulle, & son résidu n'a plus celle de l'acide sulfureux ; c'est en effet de l'acide sulfurique. Stahl, qui a pensé que le soufre étoit un composé de cet acide & de phlogistique, croyoit que pendant la combustion ce corps perdoit son principe inflammable, & conséquemment étoit réduit à l'état d'acide. L'ensemble des preuves qu'il a présentées sur cette opinion, étoit bien fait pour entraîner tous les chimistes qui l'ont suivi. Cependant depuis que l'on a cherché à connoître l'influence de l'air dans la combustion, influence à laquelle Stahl paroît n'avoir fait que peu d'attention, quelques chimistes frappés de la difficulté qu'on a éprouvée jusqu'ici à démontrer le phlogistique, & de la facilité avec laquelle on répond à toutes les objections faites à cette doctrine par les nouvelles connoissances acquises sur l'air, ont adopté une opinion entièrement opposée à celle de Stahl sur la nature du soufre, & sur sa combustion.

Voici les faits sur lesquels cette nouvelle opinion est fondée. Hales avoit observé que le

soufre absorboit en brûlant une grande quantité d'air. M. Lavoisier a démontré qu'il en est du soufre comme de toutes les matières combustibles ; c'est-à-dire , 1°. qu'il ne peut brûler qu'avec le concours de l'air vital ; 2°. qu'il absorbe la portion la plus pure de ce fluide pendant sa combustion ; 3°. que ce qui reste de l'air atmosphérique après sa combustion ne peut plus servir à une nouvelle combustion ; 4°. que l'acide sulfurique qui en provient , a , en excès sur la quantité du soufre qui l'a produit , le poids que l'air a perdu pendant la combustion de ce dernier ; 5°. qu'en conséquence le soufre s'est combiné avec la base de l'air pur ou l'oxygène , pour former l'acide sulfurique. Cet acide est donc un corps composé d'oxygène & de soufre ; ce dernier , au lieu d'être un corps composé , n'est qu'un des principes de l'acide sulfurique ; il ne lui manque plus que de s'unir à la base de l'air ou à l'oxygène pour former cet acide ; & c'est ce qu'il fait dans la combustion. La chaleur est nécessaire pour le faire brûler , parce qu'en le divisant & en détruisant son aggrégation , elle favorise sa combinaison avec l'oxygène ; lorsqu'il est une fois brûlé ou combiné avec ce dernier principe , il n'est plus susceptible de s'enflammer , & il rentre dans la classe des corps incombustibles.

Suivant la manière dont on s'y prend pour le faire brûler, il absorbe des quantités diverses d'oxygène, & il devient plus ou moins acide. Telle est la théorie de la différence qui existe entre les combustions lente & rapide du soufre, & les acides sulfureux & sulfurique qui résultent de l'une ou de l'autre. Stahl croyoit qu'en brûlant lentement du soufre, il ne perdoit pas tout son phlogistique, & que l'acide sulfurique qui en retenoit une partie, conservoit de l'odeur & de la volatilité; aujourd'hui il est prouvé par l'expérience qu'en brûlant lentement, il n'absorbe pas tout l'oxygène auquel il peut s'unir, tandis que dans sa combustion rapide, il se combine avec toute la quantité de ce principe nécessaire pour le constituer acide sulfurique. C'est en absorbant peu-à-peu la base de l'air vital atmosphérique, que l'acide sulfureux combiné avec les matières alkalines passe à l'état d'acide sulfurique.

On conçoit tout aussi facilement dans cette théorie, ce qui se passe lorsque l'on forme du soufre avec l'acide sulfurique & quelques matières combustibles, comme nous l'avons indiqué pour les sulfates de potasse, de soude, ammoniacal, calcaire, magnésien, alumineux & barytique, chauffés avec du charbon. Le corps combustible s'empare de l'oxygène contenu dans

l'acide sulfurique, & ne laisse plus conséquemment que le soufre qui est l'autre de ses principes : aussi toutes les fois que l'acide sulfurique est changé en soufre par un corps combustible quelconque, ce dernier est-il toujours réduit à l'état de corps brûlé, comme nous le verrons dans l'histoire de plusieurs substances métalliques. C'est pour cela que l'on obtient une grande quantité d'acide carbonique dans cette production artificielle du soufre, par le transport de l'oxigène de l'acide sulfurique sur la matière charbonneuse pure ou le carbone : on doit se rappeler qu'on démontre facilement la présence de la base de l'air pur ou de l'oxigène dans l'acide sulfurique. On a cherché par différentes expériences à déterminer les proportions d'oxigène & de soufre contenues dans l'acide sulfurique, comme on les connoît pour les acides nitrique, carbonique & phosphorique.

Le soufre n'est en aucune manière altérable à l'air, ni dissoluble dans l'eau. Si lorsqu'il a été tenu quelque tems en fusion, & qu'il s'est épaissi, on le verse dans ce fluide, il devient rouge, & il conserve un certain degré de mollesse ; on peut le pêtrir dans les mains, mais il perd ces propriétés au bout de quelques jours. L'eau jetée goutte à goutte sur du soufre allumé ne paroît point décomposée, & n'en

entretient point la combustion ; ce qui indique que la base de l'air vital ou l'oxygène a plus d'affinité avec l'hydrogène qu'avec le soufre ; cette assertion peut être confirmée par l'action du gaz hydrogène sur l'acide sulfurique auquel ce gaz paroît enlever l'oxygène.

Le soufre n'a point d'action sur la terre silicée , il ne s'unit que difficilement avec l'alumine , qui cependant quand elle est très-divisée, paroît le réduire dans l'état hépatique ou de sulfure fétide, comme on le voit dans la préparation du pyrophore.

On nomme en général *sulfure alkalin*, *hépar*, ou *foie de soufre*, un composé formé par toutes les matières alkales avec le soufre. Ce composé considéré en général a une couleur plus ou moins brune, semblable à celle du foie des animaux ; il est décomposable par l'air vital ; l'eau en le dissolvant y développe une odeur fétide ; les acides en précipitent le soufre & en dégagent une espèce de gaz particulier appelé d'abord *gaz hépatique*, & que nous nommons, en raison de sa nature , gaz hydrogène sulfuré. Il y a six sortes de sulfures alkalis produits par la baryte, la magnésie, la chaux, les deux alkalis fixes & l'ammoniaque ou alkali volatil ; il faut examiner les propriétés de chacun d'eux en particulier.

La baryte pure n'a point une forte action sur

le soufre, lorsqu'on la fait chauffer dans l'eau avec ce corps combustible; il en résulte une liqueur faiblement sulfurée ou hépatique; mais elle s'y combine beaucoup plus intimement par la voie sèche; c'est pour cela que lorsqu'on chauffe fortement dans un creuset un mélange de huit parties de sulfate barytique en poudre avec une partie de charbon, on obtient une masse un peu cohérente sans fusion, qui se dissout promptement dans l'eau chaude, & qui a l'odeur & tous les caractères *hépatiques*. La dissolution est de couleur jaune, dorée ou orangée; j'ai découvert qu'elle cristallise par le refroidissement; le sulfure barytique ainsi cristallisé, est d'un blanc un peu jaune; il se décompose à l'air, il en attire l'humidité, sa couleur se fonce; il s'en précipite du soufre, & il s'y réforme du sulfate de baryte. Ce sulfure laisse échapper par les acides qui le précipitent, un fluide élastique connu sous le nom de gaz hydrogène sulfuré, déjà indiqué & dont nous examinerons plus bas les propriétés particulières. Lorsqu'on précipite le sulfure barytique par l'acide sulfurique, il se précipite du soufre & du sulfate de baryte; en se servant d'acide nitrique & d'acide muriatique, le nitrate & le muriate barytique restent en dissolution, & le soufre seul se dépose.

Le soufre s'unit à la magnésie pure à l'aide

de la chaleur ; pour faire cette combinaison , on prend ordinairement le sel neutre que nous avons appelé carbonate de magnésie , comme plus soluble dans l'eau . On en met une pincée avec un pareil volume de fleurs de soufre dans une bouteille pleine d'eau distillée ; on expose ce vaisseau vide d'air & bien bouché à la chaleur d'un bain-marie pendant plusieurs heures ; alors on filtre l'eau ; elle a une odeur fétide d'œufs pourris ; elle colore fortement les dissolutions métalliques ; elle fournit par une évaporation spontanée de petites aiguilles cristallines ; c'est en un mot un véritable sulfure magnésien ; la magnésie peut en être précipitée par l'un ou l'autre des alkalis fixes qui ont plus d'affinité qu'elle avec le soufre . Quant à ce corps combustible, sa présence y est facilement démontrée par les acides qui le séparent sous la forme d'une poudre blanche . Telle étoit l'espèce de foie de soufre que M. le Roi, médecin de Montpellier, faisoit dissoudre dans l'eau pure pour imiter les eaux minérales sulfureuses ; mais l'on sait aujourd'hui que la plupart de ces eaux ne contiennent pas de véritable sulfure, & sont minéralisées par le gaz hydrogène sulfuré .

La chaux s'unit beaucoup plus promptement & avec bien plus de vivacité au soufre, que les deux substances salino-terreuses précédentes . Si

Pon verse peu-à-peu de l'eau sur un mélange de chaux vive & de soufre en poudre, la chaleur dégagée par l'action de l'eau sur la chaux, suffit pour favoriser la combinaison entre cette dernière & le soufre. Si l'on ajoute de l'eau, elle prend une couleur rougeâtre & une odeur fétide; elle tient en dissolution du soufre combiné avec la chaux. Ce sulfure calcaire ne se prépare bien que par la voie humide; souvent lorsque la chaux n'est pas très-vive & ne s'échauffe pas beaucoup avec l'eau, l'on est obligé d'aider la combinaison par un feu doux. Ce composé est d'un rouge plus ou moins foncé suivant la causticité de la chaux; j'ai observé que lorsqu'il est fort chargé, il dépose par le refroidissement une couche de petits cristaux aiguillés, d'un jaune orangé, disposés en houpes, & qui m'ont paru être des prismes tétraèdres comprimés, terminés par des sommets dièdres. Ces cristaux perdent peu-à-peu leur couleur à l'air, & deviennent blancs & opaques, sans éprouver d'altération dans leur forme. Le sulfure calcaire humecté d'un peu d'eau, & distillé à l'appareil pneumatique-chimique, se décompose en partie, & donne une grande quantité de gaz hydrogène-sulfuré. Si on l'évapore à siccité, & si on le calcine dans un creuset à l'air jusqu'à ce qu'il ne fume plus, il ne reste après cette opé-

ration que du sulfate calcaire formé par la chaux & l'acide sulfurique dû à la combustion lente du soufre. Le sulfure calcaire s'altère très-promptement à l'air ; il perd son odeur & sa couleur à mesure que son gaz se dissipe. Dissous dans une grande quantité d'eau, il éprouve la même altération, sur-tout lorsqu'il est agité, comme l'a fait observer M. Monnet dans son *Traité des Eaux Minérales* : il ne reste après ces altérations que du sulfate calcaire. Conservé dans des bouteilles en partie vides, il dépose sur les parois un enduit noirâtre, & il se forme des croûtes ou pellicules qui tombent au fond de la liqueur. Si le vase qui le contient est bien fermé, il se conserve long-tems sans altération, comme je l'ai observé bien des fois dans mon laboratoire. J'en connois qui est préparé depuis 15 ans ; il conserve encore beaucoup de couleur & d'odeur, il précipite abondamment par les acides. Le sulfure calcaire est décomposé par les alkalis fixes purs qui ont plus d'affinité avec le soufre que n'en a la chaux. Les acides en précipitent le soufre, sous la forme d'une poudre blanche très-tendue, à laquelle on a donné le nom de *magister de soufre*. L'acide carbonique opère cette précipitation de même que les autres. On ne connoît point l'action des sels neutres sur le sulfure calcaire.

Les deux alkalis fixes purs ou caustiques ont une action très-marquée sur le soufre. Ils forment les véritables sulfures, ceux qui sont le moins décomposables, & les plus permanens. J'ai découvert que les alkalis fixes secs bien caustiques agissent même à froid sur le soufre; il suffit pour cela de triturer dans un mortier de la potasse ou de la soude solides avec du soufre en poudre; l'humidité de l'air attirée par l'alkali favorise la réaction de ce sel sur le soufre; le mélange se ramollit se colore en jaune, exhale une odeur fétide & forme un sulfure; mais lorsqu'on le dissout dans l'eau, cette dissolution n'a qu'une couleur jaune pâle, & ne contient pas une aussi grande quantité de soufre, que le même sulfure préparé à l'aide de la chaleur. On fait le sulfure alcalin de deux manières dans les laboratoires, ou par la voie sèche ou par la voie humide. Pour exécuter le premier procédé, on met dans un creuset partie égale de potasse ou de soude pures & solides, & de soufre en poudre; on le fait chauffer jusqu'à ce que le mélange soit entièrement fondu; on le coule alors sur une plaque de marbre, & quand il est refroidi, il est d'une couleur rouge foncée semblable à celle du foie des animaux. M. Gengembre qui a lu à l'académie de très-bonnes recherches sur le gaz hydrogène sulfuré, a fait une observation

essentielle sur le sulfure alkalin préparé par la voie sèche ; c'est que ce composé n'a point de fétidité, & n'exhale point de gaz hydrogène sulfuré tant qu'il est sec ; il faut qu'il ait attiré l'humidité de l'air, ou qu'on le dissolye dans l'eau, pour que son odeur se développe, ce qui prouve que le dégagement du gaz fétide est opéré par l'eau, comme nous le dirons plus en détail. Les deux alkalis fixes purs & caustiques agissent absolument de la même manière sur le soufre, & le dissolvent également par la voie sèche. Ces combinaisons des alkalis caustiques avec le soufre n'ont été que peu examinées ; on a presque toujours fait le sulfure alkalin avec les alkalis fixes saturés d'acide carbonique. Il y a cependant des différences notables entre ces deux espèces de sulfures. D'abord ceux que l'on fait avec les alkalis fixes effervescens demandent plus de tems pour leur préparation, parce que ces sels sont beaucoup moins actifs. Mais la plus importante différence que nous avons eu occasion d'observer entre les sulfures alkalis caustiques ou non caustiques faits par la voie sèche, c'est l'état de leur saturation comparée. En effet, les premiers sont plus bruns, plus fétides lorsqu'on les dissout, & le gaz qu'ils donnent est beaucoup plus inflammable, que celui des seconds. Ces derniers sont d'une couleur plus

pâle, souvent d'un gris verdâtre, d'une odeur plus foible, & d'une composition moins durable. Il paroît que les alkalis fixes conservent une partie de l'acide carbonique dans leur union avec le soufre, puisque le gaz de ces sulfures non caustiques n'est inflammable que lorsqu'on l'a bien lavé avec de l'eau de chaux qui s'empare de son acide. On trouve donc dans la présence de cet acide, & dans le peu d'énergie des alkalis qu'il adoucit, la cause des différences qui existent entre les sulfures non caustiques & les sulfures caustiques.

Le sulfure alkalin solide fait par l'un ou l'autre alkali fixe caustique est très-fusible; il se décompose à l'air comme le sulfure calcaire; lorsqu'on le chauffe dans des vaisseaux fermés, après l'avoir humecté d'un peu d'eau, il donne beaucoup de gaz hydrogène sulfuré; après avoir été fondu il est susceptible de prendre par le refroidissement une forme cristalline, qui n'a point encore été bien décrite. Tant qu'il est chaud & sec, il est d'une couleur brune; à mesure qu'il se refroidit & qu'il attire l'humidité de l'air, il perd cette couleur & devient plus pâle, bientôt même le contact de l'air lui donne une couleur jaune verdâtre, il se résout en liqueur & se décompose quoique lentement de manière à passer au bout d'un certain tems à l'état de

sulfate de potasse ou de soude. Il se dissout très-bien dans l'eau ; il prend sur-le-champ une odeur fétide & particulière ; le gaz odorant qui n'y existoit pas auparavant se forme par la réaction de l'eau. Cette dissolution a une couleur rouge foncée ou verte, suivant que le sulfure alkalin est récemment préparé ou fait depuis quelque tems ; les foies de soufre ou sulfure alkalis par la voie humide que l'on prépare en faisant chauffer dans un matras l'un ou l'autre alkali fixe caustique dissous dans l'eau avec la moitié de leur poids de soufre en poudre, présentent les mêmes propriétés que cette dissolution, & l'on doit faire en même-tems l'histoire des propriétés des uns, & de l'autre sous le nom de *sulfure alkalin liquide*.

Le sulfure alkalin liquide très-chargé dépose par le refroidissement des aiguilles irrégulières. Il est susceptible d'être décomposé par l'action de la chaleur ; si on le distille à l'appareil pneumatique, on en retire du gaz hydrogène sulfuré ; l'air le décompose également, & l'on fait qu'il se couvre de pellicules, qu'il dépose du soufre, & qu'il se trouble. Bergman & Schéele ont prouvé que cette décomposition est due à l'air vital répandu dans l'atmosphère ; en effet, en mettant un peu de sulfure alkalin liquide dans une cloche avec de l'air

vital, l'oxigène est absorbé tout entier & le sulfure décomposé. Schéele a même proposé ce moyen pour servir d'eudiomètre, & il est reconnu aujourd'hui pour un des meilleurs.

Les terres & les substances salino-terreuses n'ont aucune action sur le sulfure alkalin liquide lorsqu'il est bien pur; mais s'il a été préparé par les carbonates de potasse ou de soude, il est troublé par l'eau de chaux. Les acides le décomposent en s'unissant à l'alkali, & en précipitent le soufre sous la forme d'une poudre blanche très-fine. L'acide nitrique versé sur du sulfure alkalin solide, produit une détonation, suivant M. Proust. L'acide muriatique oxigéné, versé en grande quantité sur une dissolution de sulfure alkalin, ne le précipite pas ou ne le précipite que très-peu, parce qu'il redissout le soufre, en raison de son oxigène presque libre, qui s'unit promptement à ce corps combullible, & qui le convertit en acide sulfurique: on peut se convaincre de ce fait, que j'ai démontré, en versant dans le mélange du muriate barytique qui y produit un précipité abondant de sulfate de baryte. Tous les acides en décomposant ce sulfure en dégagent en même-tems un gaz qu'on peut recueillir dans l'appareil pneumatochimique, & qui mérite un examen particulier.

Pour obtenir ce gaz, il faut verser un acide
sur

sur du sulfure alkalin pulvérisé ; il se produit alors une vive effervescence , qui n'a point lieu de la même manière si l'on verse l'acide dans une dissolution de ce composé ; ce phénomène auquel les chimistes n'ont fait jusqu'ici que peu d'attention , dépend de deux circonstances. 1°. Le sulfure alkalin solide ne contient point de gaz hépatique ou hydrogène sulfuré tout formé suivant l'observation de M. Gengembre ; & lorsqu'on verse un acide , l'eau qui tient ce dernier sel en dissolution contribue à sa formation ; comme il s'en produit sur-le-champ une grande quantité , ce gaz ne trouvant pas de corps qui le retienne en le dissolvant , s'échappe en occasionnant une grande effervescence , de sorte qu'en faisant l'expérience , dans un flacon tubulé , dont le tube plonge sous une cloche pleine d'eau , on recueille facilement ce fluide élastique. 2°. La dissolution de sulfure alkalin contient bien du gaz tout formé , mais dont une partie s'est déjà dégagée pendant l'acte de sa dissolution , & lorsqu'on ajoute un acide , la portion de ce gaz , que ce sel développe , se dissout à mesure dans l'eau , de sorte qu'il n'y a pas d'effervescence sensible , ou bien que celle qui se manifeste est peu considérable , & ne permet pas de recueillir une quantité notable de ce gaz.

Le gaz hydrogène sulfuré, qui est le même dans tous les sulfures terreux ou alkalis, & qui en fait même reconnoître la présence, est connu depuis long-tems par son odeur fétide, par son action sur les métaux & les oxides métalliques & notamment sur ceux de plomb & de bismuth qu'il noircit très-promptement. Il est d'une fétidité insupportable, il tue subitement les animaux, il verdit le sirop de violettes, il brûle avec une flamme bleue très-légère. Si on l'allume dans une grande cloche de verre bien propre, il se dépose pendant sa combustion sur les parois de ce vaisseau, quelques nuages qui ne sont que du soufre. Ce gaz est décomposé par l'air vital; toutes les fois qu'il est en contact avec l'air atmosphérique, il s'en sépare du soufre. C'est pour cela que les eaux sulfureuses qu'il minéralise, ne contiennent pas de véritable sulfure alquin, quoiqu'on voie le soufre nager à leur surface, & se déposer aux voûtes des bassins où elles sont contenues, comme cela a lieu dans celles d'Aix-la-Chapelle, d'Enghien, &c. C'est encore à cette décomposition du gaz hydrogène sulfuré par l'air vital, que sont dus les dépôts sulfureux que l'on observe dans les flacons qui contiennent des dissolutions de sulfures alkalis. Bergman attribue cette décomposition à la grande affinité de l'air pur, avec

le phlogistique. Il regarde le gaz hépatique comme une combinaison de soufre, de phlogistique & de la matière de la chaleur. Quand l'un de ces principes est séparé, les deux autres se désunissent. M. Gengembre, frappé de ce que les sulfures ne contiennent & n'exhalent de gaz hydrogène sulfuré que lorsqu'ils sont dissous dans l'eau ou faits par la voie humide, a pensé que ce fluide contribuoit à la formation en se décomposant, que son air vital se portant sur une partie du soufre, son hydrogène dégagé dissolvoit une petite portion, & que cette dissolution constituoit le gaz hydrogène sulfuré. Il a imité la formation de ce gaz en fondant du soufre au-dessus du mercure sous une cloche pleine de gaz hydrogène, à l'aide des rayons du soleil rassemblés par une lentille de neuf pouces de diamètre; le soufre s'est dissous en partie dans le gaz qui a pris tous les caractères du gaz hépatique; mais comme le soufre seul ne décompose point l'eau, & comme l'oxygène a plus d'affinité avec l'hydrogène qu'avec ce corps combustible, M. Gengembre pense que l'alkali favorise cette décomposition de l'eau par le soufre, en raison de la tendance qu'il a pour s'unir avec le produit de la combinaison du soufre avec l'oxygène; c'est-à-dire, avec l'acide sulfurique. Pour appuyer cette théorie,

M. Gengembre observe que les acides dé-
gagent d'autant plus de gaz hydrogène sulfuré
des sulfures alkalis, qu'ils ont plus de
force pour retenir leur oxigène, parce
qu'alors l'eau est plutôt décomposée que l'acide;
telle est, suivant lui, la raison pour laquelle
l'acide muriatique donne moitié plus de ce gaz
que l'acide nitrique, comme l'ont remarqué
MM. Schéele & Sennebier. Enfin le procédé de
Schéele pour obtenir beaucoup de gaz hydro-
gène sulfuré, qui consiste à dissoudre une pyrite
artificielle composée de trois parties de fer &
d'une partie de soufre, dans l'acide sulfurique
étendu d'eau, donne beaucoup de force à son
opinion. Il paroît donc que l'air vital décom-
pose le gaz hydrogène sulfuré en s'unissant avec
l'hydrogène avec lequel il forme de l'eau, tandis
que le soufre se précipite.

L'eau dissout assez bien le gaz hydrogène
sulfuré, cette dissolution imite parfaitement les
eaux minérales sulfureuses.

Les terres & les substances alkalis ne pa-
roissent point avoir d'action sur ce gaz.

L'acide sulfurique ne décompose point ce
gaz, mais l'acide sulfureux en sépare le soufre,
parce que son oxigène en partie libre de cet
acide se porte plus facilement sur l'hydrogène
du gaz.

L'acide nitreux rouge dans lequel l'oxigène tient très-faiblement, décompose avec beaucoup d'énergie le gaz hydrogène sulfuré & en précipite du soufre. On se sert avec avantage de cet acide pour démontrer la présence du soufre dans les eaux sulfureuses.

Le sulfure alkalin décompose les sels neutres terreux, ainsi que les dissolutions métalliques, comme nous le verrons plus bas.

L'ammoniaque liquide n'a que très-peu d'action sur le soufre concret; cependant Boerhaave assure que cette liqueur tenue long-tems sur des fleurs de soufre, lui a donné une teinture couleur d'or. Pour combiner ces deux corps, il faut les présenter en contact l'un à l'autre dans l'état de vapeur. A cet effet, on distille un mélange de parties égales de chaux vive, de muriate ammoniacal & d'une demi-partie de soufre. Dans cette distillation qu'il faut conduire avec ménagement, on obtient une liqueur d'un jaune rougeâtre, d'une odeur alkalinale, piquante & fétide; en un mot, un véritable sulfure ammoniacal qui a la propriété de répandre une fumée blanchâtre, lorsqu'il a le contact de l'air, & que l'on a nommé d'après cela *liqueur fumante de Boyle*. Ce sulfure ammoniacal est décomposé par la chaleur; il s'y forme au bout d'un certain tems une grande quantité de petites aiguilles

irisées, d'une ou deux lignes de longueur, qui paroissent être du sulfure ammoniacal concret & cristallisé. Il dépose sur les parois des flacons une croûte légère noirâtre & souvent dorée. La chaux & les alkalis fixes décomposent la liqueur fumante ; les acides en précipitent aussi le soufre avec beaucoup de facilité, & en dégagent du gaz hydrogène sulfuré très-inflammable. Il résulte de ces décompositions, des sels ammoniacaux différens suivant la nature de l'acide employé. Une méprise faite dans un de mes cours, m'a présenté un fait que je crois devoir indiquer. Voulant précipiter la liqueur fumante de Boyle, je pris un flacon placé sur ma table sous le titre d'*esprit de vitriol* ; il ne contenoit plus qu'une très-petite quantité de fluide, ce qui m'empêcha de m'appercevoir que c'étoit de l'acide sulfurique très-concentré. J'en versai quelques gouttes sur le sulfure ammoniacal, à l'instant même il s'excita un mouvement rapide, il s'éleva du vase, où étoit le mélange, un nuage blanc fort épais, & il y eut un bruit semblable à celui d'une grosse fusée ; la liqueur sauta loin du verre ; ce vaisseau s'échauffa beaucoup & se brisa en plusieurs pièces ; il ne restoit sur quelques-uns de ses fragmens, qu'un soufre en un magma jaunâtre, épais. Je répétai un grand nombre de fois l'ex-

périence avec précaution, & j'eus constamment le même résultat, tout le mélange est lancé au loin après un mouvement violent; mais ces différens phénomènes se succèdent avec une rapidité telle, qu'il est impossible de ne pas les confondre. L'acide nitreux le plus fumant ne m'a pas paru produire le même effet sur le sulfure ammoniacal préparé depuis quelque tems. Le mélange est fortement agité, il se produit beaucoup de chaleur & de bouillonnement, il s'élève un nuage blanc de nitrate ammoniacal, mais il n'y a point d'explosion comme en produit l'acide sulfurique concentré sur la même liqueur hépatique quoique faite anciennement. M. Proust assure que l'acide nitreux versé sur deux gros de liqueur fumante de Boyle, produit un coup aussi violent que pourroient le faire deux gros de poudre fulminante. Il paroît que ce phénomène n'a lieu qu'avec le sulfure ammoniacal récemment préparé.

Le carbonate ammoniacal s'unit aussi au soufre. Lorsque ces deux corps se rencontrent en vapeurs, ils se combinent & forment un sulfure ammoniacal concret. On l'obtient en distillant un mélange de parties égales de carbonate de potasse ou de chaux & de muriate ammoniacal, avec une demi-partie de soufre.

Ce sulfure est d'un rouge brun, il est cristallisé, il répand quelques vapeurs blanches lorsqu'on le dissout; il se décompose par la chaleur, il s'altère à l'air & perd sa couleur; il est décomposé par les acides, &c. Le gaz hydrogène sulfuré qu'il donne, contient de l'acide carbonique. Il faut observer que ce sulfure ammoniacal concret n'est que du carbonate ammoniacal sali par un peu de liqueur de Boyle, car il est impossible que l'ammoniaque tienne le soufre en dissolution pendant qu'il est combiné avec l'acide carbonique, puisque cet acide précipite très-promptement le soufre du sulfure ammoniacal.

Quelques acides ont une action plus ou moins forte sur le soufre. Si l'on fait bouillir de l'acide sulfurique sur du soufre, l'acide prend une couleur ambrée & une odeur sulfureuse; le soufre se fond & nage comme de l'huile; en refroidissant il forme des globules concrets d'un vert plus ou moins foncé, suivant le tems qu'on a mis à cette dissolution. L'acide a dissous une petite portion de soufre, qu'on peut en précipiter à l'aide de l'alkali comme l'a indiqué M. Baumé. Cette expérience, & plusieurs autres de cette nature, ont fait croire à M. Berthollet que l'acide sulfureux n'étoit que de l'acide sulfurique qui tenoit du soufre en dissolution; &

en effet, cette opinion est d'accord avec toutes les expériences modernes, qui démontrent que l'acide sulfureux ne diffère du sulfurique que par une plus grande proportion de soufre.

L'acide nitreux rutilant a beaucoup d'action sur le soufre. M. Proust a reconnu le premier qu'en versant de l'acide nitreux rouge sur du soufre fondu, il se produit une détonation & une inflammation. M. Chaptal a fait des expériences suivies sur cet objet; il est parvenu en distillant de l'acide nitreux sur le soufre, à le dissoudre & à le convertir en acide sulfurique; il paroît donc que l'oxygène a plus d'affinité avec le soufre qu'avec l'azote ou le radical nitrique.

L'acide muriatique ordinaire ne fait éprouver aucune altération à ce corps combustible; mais cet acide oxygéné est susceptible d'agir avec plus d'énergie sur le soufre; au reste les expériences ne sont point assez multipliées sur ce fait, pour qu'il soit nécessaire d'insister plus long-tems sur cet objet.

Les sels neutres sulfuriques n'ont aucune action sur le soufre. Les sels nitriques, au contraire, le font brûler avec rapidité, & même dans les vaisseaux fermés. Rien n'est si simple que la théorie de cet important phénomène. Le nitre décomposé par la chaleur donne une très-grande

quantité d'air vital ; le soufre est un être très-combustible , ou qui a beaucoup de tendance pour s'unir à l'oxigène ; il trouve donc dans le nitre le principe nécessaire à sa combustion , & il n'a plus besoin du contact de l'air atmosphérique pour s'enflammer. On a des produits très-différens les uns des autres , suivant la quantité respective de nitre & de soufre que l'on emploie. Si l'on met le feu à un mélange de huit parties de soufre , & d'une de nitre dans des vaisseaux fermés , le soufre brûle avec une flamme blanche très-vive , & il se change en acide sulfurique. C'est un moyen que l'on met en usage depuis plus de vingt ans en Angleterre & en Hollande , pour préparer cet acide , que l'on retiroit auparavant des *vitriols*. On se servoit d'abord en Angleterre de très-grands ballons de verre de quatre ou cinq cens pintes , dont le col étoit fort large. On les plaçoit les uns à côté des autres sur un lit de sable ; on les dispoit sur deux files assez écartées , afin qu'on pût aller & venir commodément entr'elles ; on mettoit quelques livres d'eau dans chacun de ces vaisseaux ; on y introduisoit par le col un pot de grès sur lequel on plaçoit une cuiller de fonte à long manche , que l'on avoit fait rougir auparavant. C'est dans cette dernière qu'on mettoit , à l'aide d'une autre cuiller de

fer-blanc, un mélange de soufre & de nitre fait suivant les proportions désignées; on bouchoit aussi-tôt l'ouverture du ballon avec un morceau de bois. La chaleur de la cuiller enflammoit ces substances, le soufre étoit brûlé par l'air vital du nitre, & lorsque la combustion avoit eu lieu, on retiroit le vaisseau & on laissoit les vapeurs se condenser. On faisoit la même opération sur chacun des ballons qui composoient les deux rangées, de sorte que l'ouvrier arrivé au premier ballon par lequel il avoit commencé, y trouvoit les vapeurs totalement condensées, & pouvoit continuer d'y brûler une nouvelle portion du mélange. Quand l'eau étoit assez chargée d'acide, on la retiroit & on la versoit dans des cornues de verre placées sur des galères; on en séparoit la portion aqueuse à l'aide de la distillation, & l'on concentroit l'acide, jusqu'à ce qu'il pesât une once sept gros & demi, dans une bouteille de la capacité d'une once d'eau distillée; telle étoit la manière de préparer l'*huile de vitriol* ou l'acide sulfurique concentré d'Angleterre. Ce procédé, pour obtenir cet acide, entraîne beaucoup de frais à cause du prix des ballons & de leur fragilité. On a imaginé depuis quelques années de faire brûler le soufre sur des espèces de grils de fer, placés dans de grandes cham-

bres garnies de plomb sur toutes leurs parois ; l'acide sulfurique condensé est conduit par des gouttières dans un réservoir. On le concentre ensuite par l'action du feu. Tel est le procédé que l'on suit dans la manufacture de Javelle près Paris, dont l'établissement ne peut qu'être fort utile aux arts. Il est bon d'observer que l'acide sulfurique obtenu par ce procédé, est toujours uni à un peu de soufre & de sulfate de potasse ; on y trouve aussi un peu de sulfate d'alumine & de sulfate de plomb ; mais ces substances y sont en si petite quantité, que leurs effets sont absolument insensibles dans la plupart des usages auxquels on emploie cette matière saline ; d'ailleurs on la purifie facilement pour les recherches délicates de la chimie, en la distillant à siccité.

Si, au lieu de brûler le soufre à l'aide d'un huitième de nitre, on augmente la dose de ce dernier jusqu'à partie égale, alors au lieu d'avoir l'acide sulfurique libre, on n'obtient que du sulfate de potasse, formé par la combinaison de cet acide avec l'alkali fixe base du nitre. On donnoit au sel obtenu de cette manière le nom de *sel polychreste de Glauber* : on le préparoit en projetant dans un creuset rougi, un mélange de nitre & de soufre à parties égales ; on dissolvoit le résidu dans l'eau ; on faisoit évaporer

cette dissolution jusqu'à pellicule ; on la filtre & elle fournissoit par le refroidissement des cristaux de véritable sulfate de potasse qu'on a désigné sous le nom particulier indiqué , parce que c'est Glafer qui a fait connoître la préparation de ce sel , mais il est clair qu'il n'a rien de différent du sulfate de potasse ordinaire.

Le mélange de soufre & de nitre avec du charbon , compose une matière dont les terribles effets sont dus à sa grande combustibilité ; c'est la poudre à canon. Elle est formée pour la plus grande partie de nitre , de beaucoup moins de charbon , & le soufre est la substance qui y entre en plus petite quantité. Cent livres de poudre à canon d'Ésône près Corbeil , contiennent soixante-quinze livres de nitre , neuf livres & demie de soufre , & quinze livres de charbon. On triture pendant dix à douze heures ce mélange dans des mortiers de bois avec des pilons de la même matière ; on y ajoute peu-à-peu une très-petite quantité d'eau. Lorsque le mouvement a évaporé presque tout ce fluide , & que la poudre mise sur une assiette de faïence , n'y laisse aucune trace d'humidité , on la porte au grainoir. Grainer la poudre , c'est la faire passer par plusieurs cribles de peau qui sont mus horizontalement & en ligne droite. Ces cribles ont des trous de différentes grandeurs jusqu'à

celle qui forme les grains de la poudre à canon. On tamise ensuite la poudre grainée pour en séparer la poussière. On la porte au séchoir, hangard exposé au midi, & recevant par un vitrage les rayons du soleil. La poudre à canon n'éprouve pas d'autres préparations. La poudre de chasse est lissée, afin qu'elle ne salisse pas les mains. Pour faire cette opération, on en remplit à demi un tonneau qui tourne sur lui-même à l'aide d'un axe carré qui le traverse & qui est fixé à une roue que l'eau fait mouvoir. Ce mouvement du tonneau excite des frottemens continuels qui usent la surface des grains de poudre. On passe au tamis cette poudre lissée, pour en séparer la poussière : un crible par lequel on la passe une seconde fois, en trie les grains & forme deux poudres de grosseurs différentes, qui sont également employées pour la chasse. M. Baumé a fait, conjointement avec M. le chevalier d'Arcy, un très-grand travail sur la manière de préparer la poudre, sur les forces respectives de ce composé fait à différentes doses de ses ingrédiens, & sur l'analyse de cette substance. Ces recherches ont procuré beaucoup de connoissances, dont nous ne présenterons ici que les plus importantes, & celles qui ont un rapport immédiat avec la théorie chimique. 1°. On ne peut pas faire de bonne

poudre sans soufre, ce qui avoit été proposé par quelques personnes; cette substance augmente singulièrement sa force. 2°. Tous les charbons légers ou pesans, à l'exception de ceux des matières animales, sont également bons pour cette composition. 3°. Le charbon est une des parties les plus utiles de la poudre, puisqu'un mélange de soufre & de nitre ne produit pas à beaucoup près les mêmes effets. 4°. La bonté de la poudre dépend entièrement du mélange exact, & de la trituration faite jusqu'à ce que cette matière voltige autour du mortier par son agitation. 5°. La poudre a beaucoup plus d'effets quand elle n'est que simplement desséchée, que lorsqu'elle est grainée. L'humidité nécessaire pour que la poudre prenne la forme de grains, fait cristalliser le nitre qui se sépare des autres substances; aussi le retrouve-t-on dans l'intérieur des grains coupés & observés à la loupe. 6°. La poudre lissée ou la poudre de chasse, est moins forte que la poudre à canon non lissée, parce que les molécules de la première sont plus rapprochées, & conséquemment moins inflammables.

Quant à l'analyse de la poudre, M. Baumé y a réussi d'une manière fort simple. Son procédé consiste à laver la poudre à canon bien pulvérisée avec de l'eau distillée, à faire éva-

porer cette eau ; on obtient le nitre par cette première opération. Le résidu contient le charbon & le soufre. La sublimation de ce dernier ne peut pas le séparer complètement , parce qu'il paroît être fixé en partie par le charbon. M. Baumé a employé pour les séparer une légère chaleur susceptible de brûler le soufre & non le charbon. Cependant ce dernier retient toujours une petite quantité de soufre , puisque , d'après l'observation de ce chimiste , il répand une odeur sulfureuse jusqu'à ce qu'il soit entièrement réduit en cendre. Il évalue le soufre , retenu par le charbon , à un vingt-quatrième de son poids. On peut aussi désoufrer la poudre , en l'exposant toute entière & sans la laver à l'action d'un feu doux ; ce fait étoit connu de M. Robins , qui l'a annoncé dans son traité d'artillerie écrit en anglois. Les braves ont , dit-on , dans l'usage de désoufrer la poudre en l'exposant sur les cendres chaudes dans un plat d'étain. Ils sont persuadés par l'usage , que la poudre ainsi désoufrée chasse la charge beaucoup plus loin , & altère moins les armes à feu.

Les chimistes & les physiciens ont eu différentes opinions sur les effets violens de la poudre à canon. Les uns les ont attribués à l'eau réduite en vapeurs ; d'autres à l'air dilaté subitement.

ment. M. Baumé a pensé qu'ils sont dus à du soufre nitreux qui se forme dans l'instant de la combustion. Pour nous, nous regardons ce phénomène comme très-facile à expliquer, d'après les connoissances modernes. Pour bien entendre notre théorie, il est d'abord nécessaire d'observer que tout ce qui se passe dans l'inflammation de la poudre, dépend entièrement de sa grande combustibilité. Or, le soufre & le charbon extrêmement divisés, sont deux corps éminemment inflammables. Le mélange intime qui influe tant sur la force de la poudre, d'après les belles expériences de M. Baumé, est la seule cause de ses effets. Le nitre se trouve également partagé entre toutes les molécules de matières très-combustibles; comme il est en beaucoup plus grande quantité qu'elles, chaque molécule de soufre & de charbon se trouve entourée & comme recouverte d'un enduit de nitre; chacune d'elles a donc beaucoup plus d'air vital qu'il ne lui en faut pour brûler complètement, puisqu'il est démontré que le nitre fournit beaucoup de ce fluide par l'action de la chaleur. Il arrive dans cette combustion, ce qui arrive lorsqu'on plonge un corps combustible dans un vase rempli d'air vital. On fait que ce corps brûle avec scintillation & en beaucoup moins de tems qu'il ne le pourroit faire

dans l'air atmosphérique ; on voit donc que tout le soufre & tout le charbon doivent brûler dans un seul instant , parce qu'ils sont réellement plongés dans une atmosphère d'air vital. On conçoit d'après cela pourquoi l'inflammation de la poudre est si rapide ; pourquoi elle a lieu dans des vaisseaux fermés comme en plein air ; & pourquoi , lorsqu'on oppose un obstacle quelconque à un agent si terrible , il produit des explosions & chasse cet obstacle avec tant de force.

Les effets de ce mélange de nitre , de soufre & de charbon ne sont rien en comparaison de ceux d'une autre préparation nommée *poudre fulminante*. Cette poudre se fait avec trois onces de nitre , deux onces de carbonate de potasse ou *sel fixe de tartre bien sec* , & une once de soufre en poudre. On triture le tout dans un mortier de marbre chaud avec un pilon de bois , jusqu'à ce que les trois matières soient bien exactement mêlées. Si on expose un gros de cette poudre à un feu doux dans une cuiller de fer , elle se fond , & bientôt elle produit une détonation aussi forte qu'un coup de canon. Pour connoître la cause de ce phénomène d'autant plus étonnant que la poudre fulminante n'a pas besoin pour le produire d'être enfermée & resserrée comme la poudre à canon ,

il faut observer, 1°. qu'il n'a lieu qu'en chauffant lentement ce mélange, & lorsqu'il est liquéfié; 2°. que si on jette de la poudre fulminante sur des charbons ardens, elle ne fait que fuser comme le nitre, mais sans bruit; 3°. qu'un mélange de sulfure de potasse avec du nitre, fait à la dose d'une partie du premier & de deux parties du second, fulmine plus rapidement, & avec tout autant de fracas que celui qui est fait avec le soufre, le nitre & l'alkali. Il paroît donc que lorsqu'on chauffe la poudre fulminante, il se forme du sulfure de potasse avant que sa détonation ait lieu. Ce seul fait explique le phénomène dont nous nous occupons. Lorsqu'on expose du nitre cristallisé & du sulfure de potasse à l'action de la chaleur, il se dégage du gaz hydrogène sulfuré de ce dernier & de l'air vital du sel. Or ces deux gaz capables de produire une détonation vive, comme nous l'avons vu dans l'histoire du gaz hydrogène, sont enflammés par une portion de soufre qui s'allume; mais comme ils éprouvent un obstacle de la part d'un fluide épais qu'ils sont obligés de traverser; & comme ils s'allument dans tous leurs points à la fois, ils frappent l'air avec une telle rapidité dans leur combustion, que ce dernier leur résiste ainsi que le font les parois des armes à la poudre

à canon. Cette résistance est prouvée par l'effet de la poudre fulminante sur la cuiller dans laquelle on l'expose au feu ; le fond de ce vaisseau est creusé, & les parois sont repliées vers l'intérieur, comme s'il avoit éprouvé un effort de haut en bas, & de dehors en dedans, quoiqu'on conçoive bien que l'effort de l'explosion s'exerce en tout sens, ou circulairement.

Enfin, un dernier mélange de nitre & de soufre que nous devons considérer, est celui qu'on a appelé *poudre de fusion*. On la prépare avec trois parties de nitre, une partie de soufre & une partie de sciure de bois. On met un peu de cette poudre dans une coquille de noix, avec une pièce de cuivre pliée ; on recouvre cette pièce de la même poudre, & on y met le feu, elle s'allume rapidement & fond la pièce que l'on retrouve ensuite dans la coquille qui n'est que noircie sans être brûlée. On a soin pour cela de la plonger dans l'eau dès que la poudre a cessé de brûler. Cette expérience prouve en effet que cette poudre est une matière très-fondante ; mais comme elle est due en grande partie à l'action du soufre sur le métal, nous reviendrons sur ce fait dans l'histoire des matières métalliques.

Les sels neutres muriatiques, fluoriques & boraciques n'ont aucune action sur le soufre. Nous

avons vu que les carbonates alkalis s'unissoient avec cette substance, & la rendoient dissoluble dans l'eau, en formant les sulfures alkalis non caustiques.

Le gaz hydrogène n'agit pas d'une manière marquée sur le soufre. Il est important d'observer qu'il étoit bien naturel autrefois de trouver entre ces deux corps une très-grande analogie; en effet, l'acide sulfurique étendu d'eau produit du gaz hydrogène dans sa combinaison avec les matières combustibles, il donne du soufre si on l'emploie concentré; dans tous les lieux où il se produit du gaz hydrogène, comme dans les matières animales qui se pourrissent en grandes masses, il se forme aussi du soufre. Ce dernier, combiné avec les substances alkalis, paroïssoit s'altérer & passer à l'état de gaz hydrogène sulfuré ou *hépatique*. Enfin, le gaz hydrogène agit lui-même sur un grand nombre de corps à-peu-près comme le fait le soufre. On auroit donc pu croire qu'il y avoit une sorte d'identité entre ces deux corps combustibles, si l'on n'avoit pas démontré aujourd'hui que le gaz hydrogène est presque toujours un produit de la décomposition de l'eau, & que le soufre n'entre pour rien dans sa formation.

Le soufre est susceptible de se combiner à beaucoup d'autres substances; mais comme nous

ne connoissons pas encore ces substances, nous ne parlerons de leur union avec ce minéral, que lorsque nous traiterons de leurs propriétés.

Le soufre est un excellent médicament dans les maladies pituiteuses des poumons, & surtout dans les maladies de la peau. On l'emploie avec grand succès dans l'asthme humide, les éruptions galleuses, dartreuses, &c. On l'administre ou sous la forme de fleurs de soufre, ou en tablettes préparées avec le sucre. On en fait avec les graisses, un onguent dont on frotte les parties couvertes de galle. On a proposé les sulfures alkalis pour les obstructions, les engourdissemens, les paralysies, les maladies de la peau, &c. Quoique quelques médecins aient cru que le soufre ne se dissout point dans les humeurs animales, il est cependant certain qu'il pénètre jusqu'aux extrémités vasculaires les plus fines, puisque chez les personnes qui en font usage, la transpiration, les urines & les crachats en sont manifestement imprégnés. Le gaz hydrogène sulfuré dissous dans les eaux minérales, telles que celles de Caunterets, d'Aix-la-Chapelle, de Barège, d'Enghien, &c. leur communique des propriétés incisives très-utiles dans les maladies de la peau, des poulmons, des articulations, dans les paralysies, &c.

Le soufre n'est pas moins utile dans les arts.

C'est un des ingrédiens les plus nécessaires de la poudre à canon : il sert à prendre des empreintes très-belles de pierres gravées ; on en fait des mèches combustibles ; on le brûle pour blanchir les foies , pour détruire certaines couleurs , pour arrêter la fermentation des vins , &c. On l'a proposé pour sceller le fer dans les pierres , &c.

CHAPITRE V.

Genre V. *SUBSTANCES MÉTALLIQUES* *EN GÉNÉRAL.*

LES substances métalliques forment un ordre de corps très-importans & très-utiles dans les différens usages de la vie, dans la chimie & dans la médecine. Elles diffèrent essentiellement des matières terreuses & des matières salines par leurs caractères physiques & par leurs propriétés chimiques.

Avant de passer à l'examen de chacune de ces substances en particulier, il est nécessaire de les considérer en général. Pour le faire avec ordre, nous traiterons dans plusieurs paragraphes ; 1°. de leurs propriétés physiques ; 2°. de leur histoire naturelle ; 3°. de l'art d'en reconnoître la nature & la quantité , ou de la docima-

sie ; 4°. de celui de les travailler en grand, ou de la métallurgie ; 5°. de leurs propriétés chimiques ; 6°. de la manière de les distinguer les unes des autres, & des divisions qu'il est essentiel d'établir entre elles.

§. I. *Des propriétés physiques des substances métalliques.*

Les substances métalliques ont une opacité absolue ; cette opacité est beaucoup plus grande que celle des matières pierreuses, car la pierre la plus opaque étant en plaque très-mince, a une sorte de transparence ; au lieu que la lame la plus fine d'un métal quelconque est parfaitement opaque & tout autant qu'une grande masse du même métal. L'opacité des substances métalliques les rend très-propres à réfléchir les rayons de la lumière, & aucun corps ne possède cette propriété dans un degré aussi marqué que ces substances ; c'est ainsi que les miroirs de glace ne réfléchissent les objets que parce qu'ils sont enduits d'une feuille de métal ; cette propriété particulière aux métaux constitue l'éclat ou le brillant métallique, qualité qui est toujours en raison composée de la densité ou de la dureté du métal qui lui permet de prendre un poli très-vif, & de sa couleur. Les

substances métalliques blanches réfléchissent plus de rayons, & sont plus brillantes que celles qui sont colorées.

Les substances métalliques ont une pesanteur spécifique bien plus considérable que les autres corps minéraux; un pied cube de marbre ne pèse que deux cens cinquante-deux livres; un pied cube d'étain, qui est le plus léger des métaux, pèse cinq cens seize livres; & un pied cube d'or pèse treize cens vingt-six livres. Cette pesanteur, beaucoup au-dessus de celle des matières terreuses, dépend sans doute de la grande densité des substances métalliques, à laquelle elles doivent encore leur opacité parfaite & leur brillant.

La plus grande partie des substances métalliques est susceptible de s'étendre à l'aide d'une percussion répétée, ou d'une forte pression. Cette propriété, qui est particulière à ces substances, & que nous n'avons pas encore eu occasion d'observer dans aucune des matières que nous avons examinées, porte le nom de *ductilité*. Nous pensons qu'on doit en distinguer deux espèces; l'une qu'on appelle *ductilité* sous le marteau ou *malleabilité*, se reconnoît à ce que les métaux qui en jouissent peuvent s'étendre en lames minces sans se casser: le plomb & l'étain nous fournissent un exemple de cette

forte de ductilité. L'autre consiste dans l'allongement successif & presque extrême de certaines matières métalliques, de sorte qu'elles forment un fil plus ou moins fin : c'est la ductilité à la filière, telle qu'on peut l'observer dans le fer, le cuivre, l'or. On lui a aussi donné le nom de *ténacité*. Il est d'autant plus important de bien distinguer ces deux sortes de ductilité, qu'elles semblent être réellement très-différentes l'une de l'autre, puisque les substances métalliques qui sont très-malléables, ont souvent très-peu de *ténacité*, & que celles qui sont très-ductiles à la filière ne sont que peu malléables. On exprime la *ténacité* des métaux d'une manière fort exacte, en désignant la somme de poids qu'un fil métallique d'un diamètre connu, peut soutenir sans se rompre. L'une & l'autre de ces propriétés paroît dépendre d'une forme particulière des parties intégrantes de chaque métal. Il semble que les métaux qui s'étendent en plaques minces par la percussion, soient formés de petites lames qui, lorsqu'elles sont comprimées, glissent les unes à côté des autres, & augmentent en largeur à mesure qu'elles perdent de leur épaisseur ; tandis que ceux qui peuvent se filer offrent une sorte de tissu fibreux, dont les filamens disposés par paquets se rapprochent & s'allongent à l'aide

de la forte pression que leur fait éprouver la filière.

La ductilité des métaux a des bornes. On observe que lorsqu'un métal même très-ductile a reçu plusieurs coups de marteau, il durcit & se déchire au lieu de s'étendre ; cette propriété se nomme *écrouissement*. Lorsqu'on chauffe lentement & avec précaution un métal écroui, il devient plus ductile, & il peut être frappé sans se briser. Il paroît que les parties ne s'étendent sous le marteau qu'autant qu'elles trouvent entr'elles un espace qu'elles peuvent remplir à mesure qu'elles fuient la pression : on conçoit aisément que ces parties étant une fois assez rapprochées par la percussion, pour ne laisser entr'elles que peu d'intervalle, elles ne pourront plus fuir sous le marteau, & que dans ce cas, le métal se déchirera. La chaleur en le dilatant en écarte les parties, & produit entre elles de nouveaux espaces qui leur permettent de se rapprocher de nouveau à l'aide des percussions répétées.

Comme la ductilité ne se rencontre que dans certaines substances métalliques, les chimistes & les naturalistes se sont servis de l'absence & de la présence de cette propriété pour distinguer ces substances entr'elles. Ils ont appelé *métaux*, celles qui réunissent la ductilité à l'opa-

cité, à la pesanteur & au brillant métallique ; & demi-métaux, celles qui, avec l'apparence métallique, ne sont point ductiles. Mais cette distinction, quoiqu'assez exacte, ne suffit cependant pas pour séparer en deux classes toutes les matières métalliques, parce que depuis la ductilité extrême de l'or jusqu'à la singulière fragilité de l'arsenic, on ne trouve que des degrés insensibles dans cette propriété, & parce qu'il y a peut-être plus loin pour la ductilité de l'or au plomb qui est regardé comme un métal, qu'il n'y a du plomb au zinc qu'on range parmi les demi-métaux, & du zinc à l'arsenic, la nature passant, à ce qu'il paroît, par nuances insensibles d'un corps à l'autre.

Les métaux considérés relativement au degré de leur ductilité, doivent être rangés dans l'ordre suivant. L'or est le plus malléable de tous ; ensuite viennent l'argent, le cuivre, le fer, l'étain & le plomb. Les demi-métaux ont été regardés comme n'en ayant aucune. Nous verrons cependant que cette propriété existe jusqu'à un certain degré dans le zinc & dans le mercure. Quant à la ténacité, l'or est celui qui en a le plus : on place à la suite le fer, le cuivre, l'argent, l'étain & le plomb ; celle du platine n'est pas bien connue.

Les substances métalliques sont susceptibles

de prendre une forme régulière soit par le travail de la nature, soit par les efforts de l'art. Les naturalistes connoissoient, depuis longtemps, cette propriété que la nature leur avoit offerte dans le bismuth natif, l'argent vierge, & quelques autres métaux. Les alchimistes même avoient observé soigneusement les figures ramifiées ou étoilées qui se forment à la surface de l'antimoine & du bismuth. M. Baumé a annoncé dans sa chimie expérimentale & raisonnée, que les matières métalliques qui ont été bien fondues, prennent, par un refroidissement lent, un arrangement symétrique & régulier, &c. M. l'abbé Mongez, chanoine régulier de sainte Geneviève, a fait un travail suivi sur la cristallisation de toutes les matières métalliques. M. Brongniart, démonstrateur de chimie au jardin du roi, s'est aussi occupé de cet objet, & beaucoup de chimistes ont répété leurs procédés. Il en résulte que tous les métaux peuvent cristalliser, & que, quoique plusieurs d'entr'eux aient une cristallisation en apparence différente, le plus grand nombre présente cependant la même forme octaèdre avec quelques modifications.

Quelques matières métalliques ont de la faveur & de l'odeur, comme l'arsenic, l'antimoine, le plomb, le cuivre, l'étain, le fer. Ces propriétés se

rencontrent constamment dans toutes celles qui sont les plus altérables. Elles y sont même quelquefois dans un degré si marqué, que ces matières sont susceptibles de corroder & de détruire entièrement les organes des animaux.

§. II. *Histoire naturelle des substances métalliques.*

Les substances métalliques existent dans l'intérieur de la terre dans quatre états différens; le premier est celui de métal vierge ou natif, c'est-à-dire, pourvu de toutes ses propriétés; c'est ainsi que se trouvent toujours l'or, souvent l'argent, le cuivre, le mercure, le bismuth, l'arsenic, rarement le fer, plus rarement encore le plomb, le zinc, l'antimoine, &c.

Le deuxième état où se rencontrent les substances métalliques est celui d'oxides ou de *chaux*; c'est-à-dire, n'ayant pas l'aspect métallique, mais plutôt une sorte de ressemblance avec les ochres ou les matières terreuses. On trouve souvent le cuivre dans l'état d'oxide vert ou bleu; le fer dans celui d'oxide jaune, rouge ou brun; le plomb dans l'état d'oxide blanc, gris, jaune, rougeâtre & même vitreux; le zinc dans l'état de calamine; le cobalt en fleurs rouges; l'arsenic en oxide blanc, &c.

Le troisième état naturel des métaux & celui

qui est le plus commun, constitue les mines ou minerais. La substance métallique s'y trouve combinée avec une matière combustible qui lui enlève ses propriétés métalliques, & elle ne peut les recouvrer que lorsqu'elle en est séparée. Cette matière que l'on nomme le *minéralisateur*, est ou du soufre, ou un autre métal. Quelques chimistes assurent même que le soufre est le *minéralisateur* le plus commun. Il est uni à l'argent dans la mine d'argent vitreuse; celles du cuivre contiennent presque toujours un très-grande quantité de soufre; le fer est combiné avec ce minéral dans la pyrite martiale, le plomb dans la galène, le mercure dans le cinabre, le zinc dans la blende; enfin, on trouve quelquefois le bismuth & souvent l'arsenic unis au soufre.

Il est bon d'observer que les métaux n'ont pas tous la même affinité avec le soufre. Il en est qui en contiennent beaucoup & qui le perdent aisément; leur éclat métallique en paroît peu altéré; tels sont le cuivre, le plomb, l'antimoine; d'autres en contiennent très-peu, mais ce soufre leur est très-adhérent, & quoiqu'il soit en petite quantité, il fait disparaître presque toutes les qualités métalliques; c'est ce qu'on observe à l'égard du cinabre.

Les métaux peuvent se trouver alliés avec

d'autres métaux, mais c'est particulièrement l'arsenic qui les minéralise. On trouve le fer, l'étain, le cobalt, souvent unis à l'arsenic; quelquefois le métal est uni en même-tems à l'arsenic & au soufre, comme dans la mine d'antimoine rouge, dans l'argent rouge; enfin, il y a des mines métalliques composées de plusieurs métaux & de plusieurs substances minéralisantes, ainsi que la mine de cuivre grise, la mine d'argent grise & quelques autres.

Le quatrième état que les métaux présentent dans l'intérieur de la terre, est leur combinaison avec des substances salines, & presque toujours avec des acides. L'acide sulfurique s'y trouve combiné très-fréquemment; les oxides de zinc, de plomb, de cuivre, de fer, sont souvent dans l'état de sulfates; l'acide carbonique est un des minéralisateurs les plus communs des métaux; les acides muriatique, arsenique & phosphorique y ont aussi été démontrés depuis quelques années.

Les substances métalliques sont bien moins abondantes dans le globe terrestre que les matières pierreuses. Elles forment dans les montagnes, des veines ou filons qui coupent plus ou moins obliquement les couches de terres & de pierres, c'est l'état le plus ordinaire des métaux minéralisés.

minéralisés. Ceux qui sont dans l'état d'oxides ou de sels se trouvent souvent par masses que l'eau a transportées & quelquefois cristallisées; on rencontre aussi plusieurs mines métalliques en tas informes: elles doivent alors leur formation à quelques accidens particuliers.

Les filons métalliques sont accompagnés de matières pierreuses qui semblent avoir été formées en même-temps qu'eux. Ces pierres sont ordinairement du quartz & du spath, elles forment deux couches; l'une sur laquelle pose la mine, se nomme *lit* ou *sol*; l'autre qui la recouvre est le *toit*. Ces pierres constituent ce qu'on appelle la *gangue* ou *matrice de la mine*; qui ne doit pas être confondue avec le minéralisateur; car celui-ci est combiné avec le métal, de manière qu'il ne peut en être séparé que par des procédés chimiques, tandis que la gangue peut en être séparée par des moyens mécaniques; il ne faut pas non plus confondre la gangue qui est formée de pierres cristallisées, avec la roche qui forme la masse des montagnes dans lesquelles se trouvent les filons métalliques. Ces derniers se divisent en *riches* ou *pauvres*, en *filons capitaux* ou *veinules*, en filons de *vrai cours* qui se continuent dans la même direction, ou filons *rebelles* qui se détournent & sont interrompus dans leur continuité.

Les mines métalliques paroissent toutes devoir leur formation à l'eau ; en effet , la plupart se trouvent cristallisées ou mêlées à des substances que le feu n'auroit pas manqué d'altérer , comme les pierres calcaires & le soufre ; & l'on rencontre parmi elles des corps qui ont conservé l'organisation végétale ou animale , organisation que le feu n'auroit pas respectée ; il y a peut-être quelques mines métalliques qui ont été formées par le feu ; telle paroît être la mine de fer spéculaire du Mont-d'Or en Auvergne ; mais ces cas sont rares.

Les mines se trouvent plus communément dans les montagnes que dans les plaines , & presque toujours dans celles qui forment des chaînes continues. On observe que les plantes qui croissent à la surface des montagnes qui renferment ces matières , sont arides ; les arbres y sont tortueux , & ont un mauvais port ; la neige y fond presque aussi-tôt qu'elle y tombe , les sables offrent souvent des couleurs métalliques. On trouve dans le voisinage des sources d'eaux minérales métalliques ; l'examen de ces eaux & des sables qu'elles charient , fournissent de très-bons indices de la présence des matières métalliques qui les avoisinent. Lorsqu'on voit paroître à la surface de la terre quelques veines métalliques , ces indices doivent

suffire pour faire sonder le terrain ; la sonde rapportant les substances qui composent l'intérieur de la montagne avec la matière minérale métallique, sert à faire connoître quelle est la nature de cette substance, & la résistance qu'on doit attendre du terrain.

§. III. *De l'art d'essayer les mines,*
ou de la *DOCIMASIE.*

Lorsqu'on a retiré une certaine quantité de mine, il convient d'en faire l'essai pour en connoître exactement la nature & le produit. Ces essais forment une des parties les plus importantes de la chimie, à laquelle on a donné le nom de *docimastie*. Ils doivent être variés suivant la nature de chaque mine ; cependant il est certains procédés généraux qu'il convient de suivre dans tous les essais.

On prend des échantillons de mine qu'on choisit parmi les plus riches, les plus pauvres, & ceux d'une richesse moyenne, cette opération s'appelle *lotir les mines* ; le lotissage est indispensable, parce que si on ne tentoit que l'essai d'un échantillon riche, on pourroit concevoir des espérances trop flatteuses ; si on n'essayoît que des échantillons très-pauvres, on tomberoit dans le découragement. Les mines étant loties, il faut les piler exactement ; &

ensuite les laver à grande eau. Ce fluide emporte la gangue réduite en poudre; le minerai, comme plus pesant, reste au fond du vase où se fait le lavage. La mine lavée doit être ensuite grillée avec soin pour enlever par la sublimation la plus grande quantité possible du minéralisateur; on doit faire le *grillage* dans une petite écuelle de terre, couverte d'un vaisseau semblable. Cette précaution est nécessaire, parce que certaines mines pétillent au feu & sautent hors de la capsule dans laquelle on les grille, cet accident est capable de rendre le résultat incertain. Comme ce grillage fait en plein air, laisse ordinairement le métal dans l'état d'oxide, & peut même en faire perdre une partie si le métal que l'on essaie est volatil, nous préférons de griller les mines dans une cornue de grès. Cette opération, quoique plus longue & plus difficile, a l'avantage de faire connoître la nature & la quantité du minéralisateur, & de donner une analyse beaucoup plus exacte du minéral dont on fait l'essai. Lorsque la mine a été tenue rouge pendant quelque tems, & qu'il ne s'en exhale aucune vapeur, le grillage est fini. Comme on a pesé la mine avant & après le lavage pour déterminer la quantité de gangue qu'elle contenoit, on la pèse de nouveau après le grillage,

pour savoir combien elle a perdu par cette opération.

La mine grillée doit être fondue ; à cet effet on la mêle avec trois parties de flux noir & un peu de muriate de soude décrépité , on la met dans un creuset fermé de son couvercle , on place ce creuset dans un bon fourneau de fusion. L'alkali du flux noir fond le métal , & absorbe la portion de minéralisateur qui reste dans la mine. Le charbon du tartre qui se trouve dans le flux noir , sert à réduire l'oxide du métal en absorbant son oxigène ; le muriate de soude empêche que le mélange ne souffre de déperdition pendant la fusion , parce que ce sel fondu étant plus léger que les autres matières , occupe toujours la partie supérieure du creuset , recouvre le mélange & supporte seul le déchet.

La fusion étant achevée , il faut laisser refroidir très-lentement le creuset ; on s'apperçoit que la matière a été bien fondue , lorsque le métal est rassemblé en un seul culot convexe à sa superficie , qu'il ne se trouve aucun grain dans les scories , & que ces scories elles-mêmes sont en une masse vitreuse , compacte & uniforme , couverte d'une couche de sel marin fondu. On pèse exactement le culot métallique , & on connoît en quelle proportion le métal se trouve dans la mine que l'on a essayée.

Il est des mines qui sont plus dures & plus réfractaires ; alors on ajoute des fondans plus actifs & en plus grande quantité , comme le borax , le verre pilé , les alkalis fixes , &c. Il arrive souvent que le même minéral contient des métaux parfaits avec des métaux imparfaits ; on les sépare en chauffant avec le contact de l'air , le culot métallique. Le métal imparfait s'oxide & se dissipe , le métal parfait reste pur ; cette opération se nomme en général *affinage*. Le métal parfait qu'on obtient par ce procédé est presque toujours un mélange d'or & d'argent. On sépare ces deux métaux par le moyen d'un dissolvant qui s'empare de l'argent & laisse l'or intact ; cette opération se nomme *départ*. Les résidus que tous ces procédés fournissent , doivent être pesés avec la balance d'essai.

Ce travail , quelque exact qu'il paroisse , est souvent moins utile pour guider dans l'exploitation d'une mine , que ne seroit un essai plus grossier ; parce que , dans les travaux en grand , on n'emploie pas des matériaux aussi chers , & que d'ailleurs on n'opère pas avec autant de précaution ; il faut donc essayer de fondre la mine à travers les charbons dans un fourneau de fusion. Les charbons réduisent l'oxide métallique , l'alkali fixe qui se produit dans leur

combustion absorbe une portion de la substance qui minéralise le métal. Il faut quelquefois ajouter un peu de limaille ou de scories de fer , ou du fiel de verre pour faciliter la fusion des mines très-réfractaires.

Il est une sorte d'essai par la voie humide qui peut se pratiquer lorsqu'on veut connoître les métaux contenus dans des échantillons de mines qu'on se propose de conserver dans des cabinets d'histoire naturelle. On prend un petit morceau de l'échantillon, on le fait digérer dans des acides qui dissolvent le métal & en séparent le minéralisateur; le sel qui résulte de l'union du métal à l'acide fait connoître la qualité de ce métal; mais cet essai ne peut pas avoir lieu pour toutes sortes de mines, parce qu'elles ne sont pas toutes susceptibles d'être attaquées par les acides. Bergman a donné sur la docimastie humide une très-bonne dissertation qu'on pourra consulter avec fruit.

§. IV. *De l'art d'extraire & de purifier en grand les métaux, ou de la MÉTALLURGIE.*

Lorsqu'on s'est assuré, par un essai convenable, que la mine peut être exploitée utilement, on y procède de la manière suivante. On creuse un puits quarré perpendiculaire, assez large pour y placer des échelles droites, à l'aide desquelles

les ouvriers puissent descendre & monter. Ordinairement on pose sur ces puits des treuils pour tirer les seaux chargés de minéral; quelquefois aussi on y met des pompes pour puiser l'eau qui s'y rassemble. Si la mine est trop profonde pour qu'un seul puits conduise au sol du filon, on pratique une galerie horizontale, au bout de laquelle on creuse un nouveau puits, & ainsi de suite, jusqu'à ce qu'on soit parvenu au fond de la mine.

Si la roche dans laquelle on creuse est fort dure & capable de se soutenir d'elle-même, la mine n'a pas besoin d'être étayée; mais si on travaille dans des roches tendres ou dans des terres qui peuvent s'ébouler, on est obligé d'étaçonner les galeries & de garnir les puits de pièces de charpente qu'on recouvre de planches dans tout le pourtour.

Il est essentiel de renouveler l'air dans les mines; lorsqu'il est possible de creuser une galerie, qui du bas des puits réponde dans la plaine, le courant d'air s'établit aisément; quand cela ne se peut pas, on creuse un puits qui aboutit à l'extrémité de la galerie opposée à celle où se trouve le premier. Lorsque l'un des deux puits est plus bas que l'autre, l'air circule très-aisément; mais si les deux puits sont de hauteur égale, le courant d'air ne sauroit

s'établir : dans ce dernier cas , on allume du feu dans un fourneau , au-dessus de l'un des puits , & l'air forcé de traverser les matières combustibles , se renouvelle continuellement dans la galerie.

L'eau est encore un inconvénient très-grand dans les mines ; si elle sort peu-à-peu entre les terres , on tâche de lui ménager une issue dans la plaine , & delà dans la rivière la plus voisine , à l'aide d'une galerie de percement. Si elle se ramasse en plus grande quantité , on tire l'eau à l'aide des pompes. Quelquefois en perçant la roche il en sort une quantité d'eau énorme & capable de remplir à l'instant toutes les galeries ; les ouvriers en sont avertis par le retentissement qu'ils entendent en frappant la roche ; alors ils établissent une porte dans une des galeries , cette porte peut se fermer par un valet , un ouvrier perce la roche pour donner issue à l'eau , & se retire en fermant la porte sur lui , il a le tems de s'éloigner avant que l'eau puisse gagner.

Il s'élève dans les souterrains des mines des vapeurs d'acide carbonique & de gaz hydrogène , dégagées ou formées par la réaction des matières minérales & métalliques les unes sur les autres. Souvent aussi les feux que les ouvriers sont obligés d'allumer , dans le dessein d'attendrir

la roche, favorisent le dégagement de ces gaz, dont les dangereux effets ne peuvent être prévenus que par les courans d'air rapides, ou par la détonation.

Le minéral tiré de la terre, est ensuite pilé, lavé, grillé, fondu & affiné. On pile la mine sous de gros pilons mus par un courant d'eau; les pilons se nomment *bocards*; la mine pilée est lavée sur des tables inclinées de sorte que l'eau s'écoule & emporte la gangue. Les mines qui contiennent beaucoup de soufre, doivent être grillées à l'air; celles qui en contiennent peu, doivent l'être dans des fourneaux qui servent ensuite à les fondre; quelques mines se fondent seules; d'autres veulent être fondues à travers les charbons, & avec différens fondans. Les fourneaux de fusion diffèrent suivant les pays & la qualité plus ou moins réfractaire de la mine. Ceux qui servent à l'affinage, ne sont pas essentiellement différens des premiers. Quelquefois même ces deux opérations se font dans un seul fourneau. Lorsqu'on a ainsi réduit les métaux, ils sont presque toujours unis plusieurs ensemble; on a alors recours pour les séparer, à des procédés entièrement chimiques, & que nous ferons connoître à l'article de chaque métal.

§. V. *Des propriétés chimiques des substances métalliques.*

Toutes les propriétés chimiques des substances métalliques semblent démontrer que ces matières sont simples , & qu'on ne peut les décomposer. Les altérations qu'elles éprouvent de la part de la chaleur , de l'air & des substances salines , sont toujours dues , comme on le verra , à des combinaisons , & pas une de ces altérations ne peut être comparée à une analyse , ainsi que nous allons le démontrer par l'exposition détaillée des phénomènes qu'elles présentent.

La lumière paroît altérer la couleur & le brillant de quelques substances métalliques. Bien enfermées dans des vaisseaux transparens , quelques-unes s'y ternissent , prennent une couleur changeante , qui fait disparoître peu-à-peu leur brillant. On n'a pas suivi plus loin cette espèce d'altération.

La chaleur ne leur fait éprouver que quelques changemens d'aggrégation , & cela avec plus ou moins de facilité & de promptitude. Tous les substances métalliques , chauffées dans des vaisseaux bien fermés , se fondent les unes bien avant de rougir , d'autres dans l'instant qu'elles rougissent , d'autres long - tems après

qu'elles ont rougi. Il y a autant de degrés dans la fusibilité de ces matières, qu'il y a d'espèces de métaux. Si on les laisse refroidir lorsqu'ils ont été fondus, ils cristallisent; si on les pousse à un feu violent, ils bouillent à la manière des fluides; & se réduisent en vapeurs. Il y a longtemps qu'on connoissoit ces propriétés dans le mercure; les orfèvres voyent souvent bouillir l'or & l'argent en fusion. M. de Buffon avoit observé qu'en exposant des plats d'argent au foyer d'un grand miroir concave, il s'élevoit une fumée blanche de la surface des plats. MM. Macquer & Lavoisier ayant mis de l'argent de coupelle au foyer de la lentille de Tschirnhausen, virent ce métal s'exhaler en fumée; une lame d'or exposée à cette fumée fut parfaitement argentée. L'or mis au même foyer, donna également des fumées qui dorèrent parfaitement une lame d'argent qu'on y exposa. Les cheminées des orfèvres & des essayeurs sont remplies des fumées d'or & d'argent. Le cuivre, l'étain, le plomb, le zinc, l'antimoine, le bismuth & l'arsenic se volatilisent assez facilement.

Tous les métaux fondus paroissent convexes à leur surface, & lorsqu'ils sont en très petites masses, ils forment des sphères parfaites; cet effet dépend de la force d'aggrégation, qui fait

rapprocher les parties métalliques les unes vers les autres, & de leur peu de tendance à la combinaison avec le corps sur lequel elles posent. Cette propriété est générale dans tous les fluides, & on peut l'observer dans l'huile à l'égard de l'eau, & dans l'eau à l'égard des corps gras.

Les métaux exposés à l'action du feu avec le contact de l'air, y éprouvent des altérations assez sensibles, les uns plutôt, les autres plus tard : ceux qui ne sont point sensiblement altérés, se nomment *métaux parfaits* ; on appelle *métaux imparfaits*, ceux qui perdent entièrement leurs propriétés métalliques par ce procédé. Cette altération des matières métalliques, que nous nommons *oxidation*, est une véritable combustion ; elle ne peut se faire qu'avec le secours de l'air, comme celle de toutes les substances combustibles ; & lorsqu'elle a eu lieu quelque tems dans une certaine quantité d'air, elle ne peut plus s'y continuer à moins que l'air ne soit renouvelé. Cet air dans lequel les métaux ont brûlé, est devenu méphitique. La combustion des substances métalliques est accompagnée d'une flamme plus ou moins vive, cette flamme est très-sensible dans le zinc, l'arsenic, le fer, l'or, l'argent ; elle l'est même dans le plomb, l'étain l'antimoine, qui sont

chauffés fortement. Les métaux perdent en brûlant leurs propriétés métalliques d'une manière d'autant plus marquée, qu'ils ont été exposés à l'action du feu & au contact de l'air pendant un tems plus long; quelques-uns semblent alors se rapprocher à l'extérieur du caractère des matières terreuses; aussi leur a-t-on donné, dans cet état, le nom de *terres* ou de *chaux métalliques*. On doit préférer à ce nom celui d'oxides métalliques, parce qu'il est démontré aujourd'hui que ces métaux brûlés ne sont point des terres comme on le croyoit il y a quelques années; mais des combinaisons avec l'oxigène. Les oxides métalliques n'ont plus le brillant & la fusibilité des métaux; ils n'ont plus du tout d'affinité avec ces corps, pas même avec ceux qui ont servi à les faire. Si on les pousse au feu, ils se volatilisent ou se fondent en verres. Ces derniers sont d'autant plus transparents & d'autant plus difficiles à fondre, que les métaux ont été plus oxidés, ou qu'ils contiennent plus d'oxigène. Les oxides métalliques s'unissent aux matières salines & terreuses. Plusieurs d'entr'eux ont les caractères de matières salines. L'arsenic bien oxidé devient un acide particulier, dont les propriétés ont été examinées par Schéele & Bergman. Rouelle nous a appris que l'oxide d'antimoine se dissout dans l'eau comme le fait l'arsenic.

Quelques oxides métalliques exposés à l'action du feu, se réduisent en métaux & fournissent en se réduisant un fluide aériforme qui est de l'air vital très-pur. C'est à M. Bayen que l'on doit les premières connoissances sur cet objet. Il a observé que les oxides de mercure chauffés dans des vaisseaux fermés donnoient beaucoup d'air, & qu'ils se réduisoient en mercure coulant. M. Priestley, ayant examiné cet air, vit qu'il étoit beaucoup meilleur que l'air atmosphérique ; & c'est à cette découverte que l'on doit fixer l'époque de la connoissance exacte que nous avons aujourd'hui sur la calcination des métaux. Revenons un moment sur les phénomènes de cette opération. Un métal ne se *calcine* jamais que lorsqu'il a un contact avec l'air ; plus ce contact est multiplié, plus le métal se *calcine* ; une quantité donnée d'air ne peut servir à *calciner* qu'une quantité donnée de métal, comme l'a ingénieusement démontré M. Lavoisier en *calcinant* du plomb, à l'aide d'un miroir de réflexion, dans une cloche qui contenoit un volume connu d'air. Le métal en se *calcinant*, absorbe une portion de l'air qui l'environne, puisque le mercure au-dessus duquel on *calcine* un métal sous une cloche, remonte dans ce vaisseau à mesure que la *calcination* avance. C'est à cet oxigène absorbé

que les oxides métalliques doivent la pesanteur qu'ils ont acquise dans la *calcination*, puisque, quand on l'extrait des oxides de mercure, ils perdent en revenant à l'état métallique cet excès de poids que l'on retrouve exactement dans l'air vital qu'elles fournissent à l'aide de la distillation. Il paroît démontré, d'après tous ces phénomènes, que la *calcination* n'est autre chose que la combinaison du métal avec la base de l'air pur ou l'oxygène contenu dans l'atmosphère. Cette combinaison se fait souvent par le seul contact de l'air & de l'eau, dans les métaux qui sont susceptibles de se rouiller. Si l'on a besoin de faire chauffer la plupart des métaux pour les oxider, c'est que la chaleur, en diminuant la force d'aggrégation des molécules de ces corps pour elles-mêmes, augmente en même proportion la force d'affinité ou de combinaison, & favorise ainsi celle que l'on veut opérer entre l'oxygène & le métal. La chaleur n'est donc, dans cette opération, qu'un auxiliaire comme dans beaucoup de dissolutions. L'air qui a servi à oxider un métal ne peut plus entretenir la combustion, parce qu'il est privé de la portion d'air vital qu'il contenoit, & qui seule peut donner lieu à la combustion & à la vie. Plus le fluide atmosphérique contient de cet air vital, plus il est propre à oxider promptement

tement une quantité donnée de métal. J'ai bien des fois observé qu'on peut faire une beaucoup plus grande quantité d'oxide métallique de plomb, de bismuth, &c. en plongeant ces métaux fondus dans une cloche pleine d'air vital, qu'on n'en feroit dans le même tems au milieu de l'air atmosphérique. Tous ces faits, & un grand nombre d'autres, que l'on trouvera dans l'histoire particulière de chaque métal, sont bien propres à démontrer qu'un oxide métallique n'est autre chose qu'une combinaison chimique du métal & de l'oxigène atmosphérique, que la calcination n'est que l'acte même de cette combinaison, & que l'air vital étant fixé dans cette opération, il ne reste plus que le gaz azotique qui faisoit partie de l'atmosphère.

La réduction des oxides métalliques, à l'aide des matières combustibles, éclaire encore cette théorie, & lui donne de nouvelles forces. On est souvent obligé lorsqu'on veut réduire un oxide métallique en métal, de le faire chauffer dans des vaisseaux fermés avec une matière combustible, comme avec des graisses, des huiles, du charbon, &c. Dans tous ces cas on décompose l'oxide métallique, en lui enlevant l'oxigène qui le constituoit tel. Pour bien entendre ce qui se passe dans cette opération, il faut concevoir, 1°. que les métaux ne sont pas

les corps les plus combustibles de la nature, ou, ce qui est la même chose, que les métaux n'ont pas avec l'oxygène la plus grande affinité possible ; 2°. que les matières combustibles animales ou végétales ont plus d'affinité avec cet oxygène que n'en ont les substances métalliques ; 3°. qu'en conséquence, lorsqu'on réduit un oxide métallique à l'aide du charbon, ce dernier étant plus combustible que le métal, ou ayant plus d'affinité que lui avec l'oxygène, s'en empare & décompose l'oxide métallique, qui passe à l'état de métal. Aussi ces sortes d'opérations ne réussissent-elles bien que dans des vaisseaux fermés, parce que la matière combustible n'ayant pas de contact avec l'air, est obligée de brûler à l'aide de l'oxygène de l'oxide. C'est pour cela que la portion de carbone pure, qui s'empare de l'oxygène uni à la substance métallique, se trouve changée en acide carbonique pendant la réduction.

En faisant l'histoire de la calcination métallique, d'après la théorie des modernes, nous devons dire un mot de la doctrine de Stahl, qui a été adoptée presque universellement par tous les chimistes, jusqu'aux dernières découvertes sur l'air & sur la combustion. Stahl regardoit les substances métalliques comme des composés de terres particulières & de phlogis-

tique. La *calcination* n'étoit suivant lui que le dégagement du *phlogistique*, & la réduction servoit à rendre aux *chaux* métalliques ce principe qu'elles avoient perdu dans leur *calcination*. On voit que cette théorie est absolument l'inverse de celle des modernes, puisqu'elle annonce que les métaux sont des êtres composés, tandis que la doctrine actuelle les considère comme des corps simples; ils perdent, suivant Stahl, un principe dans leur *calcination*, & la doctrine nouvelle prouve qu'ils se combinent à un nouveau corps dans cette opération; enfin, ce grand homme pensoit que pendant la réduction, les oxides métalliques reprenoient le *phlogistique* qui avoit été dégagé des métaux par le feu, & les modernes ont prouvé que la réduction n'est que la séparation de l'oxygène qui s'étoit combiné avec eux dans la *calcination*.

Essayons de démontrer, après ce léger parallèle de ces deux théories, à laquelle des deux le plus grand nombre des faits peut être favorable. Stahl, uniquement occupé à démontrer la présence du *phlogistique* dans les métaux, semble avoir oublié l'influence de l'air dans la *calcination*. Beccher, Jean Rey, Boyle, & plusieurs autres chimistes avoient cependant soupçonné avant lui que cet élément jouoit le

principal rôle dans ce phénomène. La théorie de Stahl, quelque satisfaisante qu'elle ait dû paroître, jusqu'à l'époque des nouvelles découvertes sur l'air, ne pouvoit donc pas se trouver d'accord avec tous les faits qui démontrent la nécessité & l'action de ce fluide dans la *calcination*. Aussi y a-t-il plusieurs phénomènes inexplicables dans la doctrine de Stahl, & qui même la rendoient imparfaite. Telle est, par exemple, la pesanteur des oxides métalliques, plus considérable que celle des métaux avant leur *calcination*. On ne concevra jamais comment un corps peut augmenter de poids en perdant une de ses parties constituantes; & comme la pesanteur est une des propriétés qui sert à démontrer la présence de toute substance, l'explication ingénieuse que M. de Morveau a donnée dans sa dissertation sur le *phlogistique*, relativement au phénomène dont il s'agit, ne peut pas entièrement satisfaire, sur tout depuis qu'on a reconnu l'existence de l'air dans les oxides métalliques. Il paroît donc, d'après ces faits, que la théorie pneumatique a de grands avantages sur celle de Stahl. Macquer, guidé par cette sage retenue dont nous ne pouvons que faire l'éloge, avoit cru pouvoir allier les découvertes modernes avec la doctrine du *phlogistique*. Suivant ce célèbre chimiste, les métaux

ne peuvent perdre leur *phlogistique*, & se *calciner*, qu'autant que l'air pur de l'atmosphère se précipite & s'unit à leur propre substance, en dégageant la lumière qui leur est unie, & ils ne se réduisent que lorsque la lumière, aidée par la chaleur, en sépare l'air pur, en prenant sa place, de sorte que ces deux corps sont mutuellement précipitans l'un de l'autre. Mais comme personne n'a démontré encore l'identité de la lumière & de ce que Ståhl a appelé *phlogistique*, ni le principe de la lumière dans les corps combustibles, l'opinion de Macquer n'est qu'une hypothèse dont on peut entièrement se passer, & qu'il n'est plus permis d'admettre.

Il est donc bien démontré aujourd'hui que les oxides métalliques sont des composés des métaux & d'oxygène; il seroit très-important de connoître les diverses attractions électives qui existent entre ce principe & les substances métalliques. M. Lavoisier s'est déjà occupé de ce travail intéressant; mais ses expériences ne sont point encore assez multipliées, & leur résultat n'est point assez exact, pour qu'il soit possible de traiter ici cet objet avec les détails qu'il exigeroit.

Les substances métalliques s'altèrent à l'air; leur surface se ternit, quelques-unes se couvrent de rouille. Les chimistes ont regardé la rouille

comme un oxide métallique. Nous aurons occasion de revenir plusieurs fois sur cet objet , & de faire voir que l'eau en vapeurs oxide plusieurs substances métalliques , & que l'acide carbonique contenu dans l'atmosphère s'y unit après leur calcination.

L'eau dissout certains métaux ; elle n'a aucune action sur quelques autres ; lorsqu'elle est en vapeurs , elle favorise singulièrement la production de la rouille sur ceux qui en sont susceptibles ; on fait d'après les nouvelles découvertes de M. Lavoisier , qu'elle oxide avec beaucoup d'énergie ceux des métaux qui sont les plus combustibles , comme le zinc & le fer , & qu'elle se décompose en oxigène , qui s'unit à ces métaux , & en hydrogène qui se dégage uni à une très-grande quantité de calorique , & conséquemment sous la forme de gaz très-léger.

Les matières terreuses ne paroissent avoir aucune action sur les substances métalliques. Mais elles s'unissent avec leurs oxides par la fusion.

On ne connoît pas du tout l'action des matières salino-terreuses sur ces substances.

Les alkalis en dissolvent quelques-unes , & n'agissent que foiblement sur la plupart d'entr'elles. Il paroît que l'eau ou le contact de l'at-

mosphère, contribuent beaucoup à l'oxidation de plusieurs métaux opérée à l'aide des alkalis.

Les acides altèrent beaucoup plus ces substances & les dissolvent plus ou moins facilement. L'acide sulfurique produit alors ou du gaz hydrogène, ou du gaz sulfureux, suivant qu'il est uni à l'eau ou concentré; dans le premier cas, c'est l'eau qui se décompose, & qui en donnant son oxygène aux métaux produit le gaz hydrogène; dans le second, l'acide lui-même est décomposé, & son oxygène propre en se fixant en partie dans les substances métalliques laisse le soufre encore uni à une portion de ce principe, & conséquemment dans l'état de gaz acide sulfureux. L'acide sulfurique saturé des oxides métalliques dans l'une & l'autre de ces circonstances forme des sulfates appelés autrefois *vitriols*, qui doivent être regardés, lorsqu'ils sont cristallisés comme des composés de quatre corps, savoir des métaux, d'oxygène, d'acide sulfurique & d'eau. Ces sulfates métalliques sont plus ou moins colorés, cristallisables, solubles dans l'eau, décomposables par la chaleur, par l'air vital dont ils absorbent l'oxygène, par les alkalis qui séparent les oxides métalliques, &c.

L'acide nitrique paroît agir sur les métaux avec plus de rapidité que l'acide sulfurique, quoiqu'il

y adhère en général beaucoup moins. Il se dégage, pendant son action sur ces substances, une grande quantité de gaz nitreux; le métal se trouve plus ou moins oxidé; il se précipite, ou bien il reste uni à cet acide. Stahl attribuoit cet effet au dégagement du phlogistique des métaux. Les chimistes modernes pensent aujourd'hui qu'il est dû à la décomposition de l'acide nitrique & à la séparation d'une partie de l'oxygène d'avec l'azote, qui forment, comme nous l'avons exposé ailleurs, les deux principes de cet acide. Les dissolutions métalliques nitreuses, ou les nitrates métalliques sont plus ou moins cristallisables, décomposables par la chaleur, par l'air, par l'eau; les matières alkali-
lines en séparent les oxides des métaux; l'acide nitrique a des attractions électives variées pour les différens métaux, comme l'acide sulfurique. M. Proust a découvert que plusieurs substances métalliques s'enflamment par le contact de cet acide.

L'acide muriatique agit en général avec peu d'énergie sur les métaux. L'eau qui lui est unie commence par les oxider, & produit le gaz hydrogène qui se dégage des dissolutions opérées par cet acide. Ces dissolutions muriatiques sont en général plus permanentes que les deux précédentes, & presque toujours plus difficiles

à décomposer par la chaleur. Quelquefois elles fournissent des cristaux, souvent elles n'en donnent que très-difficilement. L'acide muriatique a plus d'affinité que les deux précédens avec plusieurs substances métalliques, & décompose leurs dissolutions sulfuriques & nitriques. Les muriates métalliques ont souvent de la volatilité.

L'acide muriatique oxigéné oxide la plupart des métaux avec beaucoup d'énergie, en raison de l'excès d'oxigène qu'il contient & qui lui est peu adhérent. Il les dissout sans effervescence & de la même manière que l'eau dissout les sels.

L'acide carbonique attaque foiblement les métaux; cependant il est susceptible de se combiner à la plupart, comme l'a démontré Bergman. La nature présente souvent des combinaisons de métaux avec cet acide, & quelquefois ces espèces de sels sont cristallisées; on les connoît sous le nom de *métaux spathiques*, comme le fer, le plomb spathiques; mais nous les désignerons comme les autres sels formés par cet acide, par les noms de carbonates de fer, de plomb, &c.

L'acide fluorique & l'acide boracique, s'unissent également aux matières métalliques; mais ces composés sont en général peu connus.

Parmi toutes les combinaisons des métaux avec les acides, les unes sont susceptibles de cristalliser, d'autres ne prennent aucune forme régulière. Il en est que le feu décompose, & quelques-unes n'éprouvent aucune altération de la part de cet agent. La plupart s'altèrent à l'air dont elles absorbent l'oxygène. Toutes sont plus ou moins solubles dans l'eau, & peuvent être décomposées par ce fluide en grande quantité, ainsi que l'a fait remarquer Macquer; toutes sont précipitées par l'alumine, la baryte, la magnésie, la chaux & les alkalis, qui ont en général plus d'affinité avec les acides, que n'en ont les oxides métalliques.

Lorsque quelques métaux sont employés pour séparer d'autres métaux de leurs dissolutions, les métaux précipités reparoissent avec leur forme & leur brillant métallique, parce que l'oxygène qui leur étoit uni dans l'état de dissolution s'en sépare & se reporte sur le métal précipitant qui se dissout à son tour dans l'acide; c'est pour cela que M. Lavoisier regardé avec raison ces précipitations des métaux les uns par les autres, comme le produit des attractions électives diverses de l'oxygène pour ces corps combustibles.

Les sels neutres ne sont que peu altérés par les matières métalliques, tant que l'on opère

par la voie humide ; mais si l'on chauffe fortement des mélanges de ces sels avec les métaux , plusieurs d'entr'eux sont décomposés. Quelques sels sulfuriques forment alors du soufre. M. Monnet est le seul chimiste qui ait annoncé cette décomposition pour l'antimoine. Dans un travail , suivi sur cet objet , j'ai découvert plusieurs autres métaux , tels que le fer , le zinc , &c. qui décomposent le sulfate de potasse , &c.

Le nitre détone avec la plupart des substances métalliques , & il les oxide plus ou moins fortement ; ce phénomène dépend de ce que l'oxigène a plus d'affinité avec plusieurs de ces substances qu'il n'en a avec l'azote. Les métaux , oxidés par ce sel , portent le nom d'*oxides métalliques* par le nitre. La base alcaline de ce sel dissout souvent une partie de ces oxides.

Le muriate ammoniacal est décomposé par plusieurs métaux , & par les oxides de presque toutes ces substances. Bucquet , qui a fait des recherches suivies sur cet objet , a remarqué que toutes les substances métalliques sur lesquelles l'acide muriatique a une action immédiate , sont susceptibles de décomposer complètement le muriate ammoniacal , qu'il se dégage du gaz hydrogène pendant ces décompositions , & qu'elles n'ont point également

lieu avec celles de ces substances qui ne sont point dissolubles par l'acide muriatique ordinaire. L'ammoniaque, obtenue par ces décompositions, est toujours très-caustique & très-pure.

Presque toutes les matières combustibles minérales s'unissent facilement avec les métaux. Le gaz hydrogène les colore, & il réduit quelques-uns de leurs oxides, parce qu'il a plus d'affinité avec l'oxigène que n'en ont la plupart des métaux, comme l'a prouvé M. Priestley par des expériences fort ingénieuses. Ces réductions des oxides métalliques par le gaz hydrogène, sont accompagnées de la production d'une certaine quantité d'eau, par la combinaison de l'hydrogène avec l'oxigène dégagé des métaux.

Le soufre s'unit à la plupart des métaux; ces combinaisons forment des espèces de mines artificielles; lorsqu'elles sont humectées ou exposées à l'air humide, elles se vitriolisent ou se changent peu-à-peu en sulfates métalliques. Les sulfures alcalins dissolvent tous les métaux. Le gaz hydrogène sulfuré les colore & décompose leurs oxides, qu'il fait repasser à l'état métallique en absorbant l'oxigène qui leur est uni.

Les métaux se combinent plus ou moins facilement entr'eux; il en résulte des alliages dont

les propriétés diverses les rendent susceptibles d'être employés avec succès dans différens arts.

§. VI. *Distinction méthodique des substances métalliques.*

Les substances métalliques étant en assez grand nombre, il est nécessaire d'établir entr'elles un ordre qui réunisse celles dont les propriétés sont semblables, & sépare celles qui diffèrent les unes des autres. La ductilité nous sert de premier caractère. Les substances métalliques, qui n'en ont point du tout, ou au moins dans lesquelles cette propriété est très-bornée, ont été appelées *semi-métaux*. Celles, au contraire, qui sont très-ductiles, sont nommées *métaux*. Les demi-métaux sont, ou très-cassans sous le marteau, ou susceptibles de s'étendre légèrement; ce qui fournit une subdivision entre ces substances. Les métaux peuvent aussi être subdivisés, relativement à la manière dont le feu agit sur eux. En effet, les uns, chauffés avec le concours de l'air, s'oxydent facilement; d'autres au contraire, traités de même, n'éprouvent aucune altération. Les premiers sont les *métaux imparfaits*; les seconds, les *métaux parfaits*. Pour ne pas multiplier les divisions dans le cours du traité de ces substances, nous présenterons ici une table dans laquelle les matières métalliques

sont disposées dans le rang que chacune d'elles doit occuper.

Les substances métalliques sont,

Ou peu ductiles.

I. Section.

DEMI-MÉTAUX.

I. Division.

Les uns se cassent sous le marteau,

L'arsenic,

Le molybdène,

Le tungstène,

Le cobalt,

Le bismuth,

L'antimoine,

Le nickel,

Le manganèse.

II. Division.

Les autres ont une sorte de demi-ductilité.

Le zinc,

Le mercure.

Ou très-ductiles.

II. Section.

MÉTAUX.

I. Division.

Les uns s'oxydent aisément lorsqu'on les chauffe avec le contact de l'air.

MÉTAUX IMPARFAITS.

Le plomb,

L'étain,

Le fer,

Le cuivre.

II. Division.

Les autres ne s'oxydent point par le même procédé.

MÉTAUX PARFAITS.

L'argent,

L'or,

Le platine.

CHAPITRE VI.

DE L'ARSENIC ET DE L'ACIDE
ARSENIQUE (1).

L'ARSENIC doit être placé au premier rang des demi-métaux, parce qu'il a beaucoup de rapport avec les sels. Kunkel le regardoit comme une eau-forte coagulée. Beccher & Stahl l'ont considéré comme une matière saline. Schéele a prouvé qu'il est susceptible de former un acide particulier. D'un autre côté, Brandt & Macquer ont démontré que cette substance étoit un vrai demi-métal. L'arsenic, pourvu de toutes ses propriétés, a en effet les caractères des matières métalliques; il est parfaitement opaque, il a la pesanteur & le brillant propres à ces substances.

L'arsenic se trouve souvent natif; il est en masses noires peu brillantes, très-pesantes; quelquefois il a l'éclat métallique, & réfléchit les couleurs de l'iris. Dans sa cassure, il paroît

(1) Nous donnons le nom d'*arsenic* à la matière demi-métallique, connue ordinairement sous celui-ci de *regule* d'arsenic. Cette dernière dénomination est impropre, & doit être abandonnée. Ce qu'on appelle *arsenic blanc* est l'oxide de ce demi-métal.

plus brillant, & semble composé d'un grand nombre de petites écailles; lorsque ces écailles sont sensibles à l'extérieur des échantillons, on les nomme alors *arsenic testacé*, ou improprement *cobalt testacé*; parce qu'autrefois, comme on ne connoissoit point le caractère métallique de l'arsenic, & qu'on retiroit des mines de cobalt une grande quantité d'oxide d'arsenic, on avoit regardé l'arsenic testacé comme une mine de cobalt. L'arsenic vierge est très-aisé à reconnoître lorsqu'il a l'éclat métallique, & qu'il est en petites écailles; mais lorsqu'il est noir, & que dans sa fracture il paroît composé de grains fins & très-serrés, on ne peut le distinguer que par sa pesanteur qui est très-considérable, & parce que si on l'expose sur des charbons ardents, il se dissipe en entier sous la forme de fumées blanches, qui ont une forte odeur d'ail. Ce dernier métal se trouve abondamment à Sainte-Marie-aux-Mines. Il est mêlé avec la mine d'argent grise; on en rencontre aussi parmi les mines de cobalt en Saxe, & à Andrarum en Scanie.

La nature offre quelquefois l'arsenic en oxide blanc, ayant même l'aspect vitreux, mais le plus souvent sous la forme de poussière superficielle, ou mêlée à quelques terres. Cet oxide existe aussi à Sainte-Marie-aux-Mines; on le reconnoît

connoît par les fumées blanches & l'odeur d'ail qu'il exhale lorsqu'on en jette au feu.

L'arsenic est souvent uni avec le soufre; il forme alors l'*orpiment* & le *réalgar*, ou les oxides d'arsenic sulfurés jaune & rouge. L'*orpiment* natif est en masses plus ou moins grosses, jaunes, brillantes, & comme talqueuses; il y en a de plus ou moins brillant; souvent il est mêlé de *réalgar*; quelquefois il tire sur le verd. Le *réalgar* est d'un rouge plus ou moins vif & transparent, & souvent cristallisé en aiguilles brillantes. On en trouve beaucoup à Quitto & sur le Vésuve; ces deux matières ne paroissent différer que par le plus ou moins grand degré de feu qui les a combinées.

Le *mispikel*, ou pyrite arsénicale, est la dernière mine d'arsenic. Ce demi-métal s'y trouve combiné au fer; quelquefois le *mispikel* est cristallisé en cubes, souvent il n'a point de forme régulière. Cette mine est de couleur blanche & chatoyante; Wallerius la nomme mine d'arsenic blanche cubique.

On trouve encore l'arsenic dans les mines de cobalt, d'antimoine, d'étain, de fer, de cuivre & d'argent.

L'arsenic pur, nommé aussi *régule d'arsenic*, est d'une couleur grise noirâtre, réfléchissant les couleurs de l'iris; il est très-pesant & très-friable.

Exposé au feu dans des vaisseaux fermés, il se sublime sans éprouver de décomposition; c'est même une des matières métalliques les plus volatiles. Il est susceptible de cristalliser en pyramides triangulaires, lorsqu'on le sublime lentement. L'arsenic chauffé avec le contact de l'air, s'oxide très - promptement, & se dissipe sous la forme de fumées blanches, qui répandent une odeur d'ail très-forte. Lorsque l'arsenic est rouge, il brûle avec une flamme bleuâtre. Dans cette combustion, il se combine avec l'oxigène de l'air vital, & forme un composé connu sous les noms d'*arsenic blanc*, de *chaux d'arsenic*, & que nous nommons oxide d'arsenic: c'est en raison de ce phénomène, que les mines de cobalt arsenicales fournissent dans les fourneaux où on les traite une grande quantité de fumées blanches qui se condensent dans les cheminées sous la forme d'une matière blanche, pesante, vitrifiée, déposée couches par couches, que l'on débite sous le nom très-impropre d'arsenic. C'est un vrai oxide d'arsenic vitreux.

L'oxide d'arsenic differe essentiellement de tous les autres oxides métalliques; il a une saveur très-forte, & même caustique; c'est un poison violent. Si on l'expose au feu dans des vaisseaux fermés, il se volatilise à une chaleur médiocre, en une poudre blanche, cristalline, nommée

fleurs d'arsenic ; si la chaleur est un peu plus forte , il se vitrifie en se sublimant , il en résulte un verre très-transparent , susceptible de se cristalliser en solide triangulaire applati , dont les angles sont tronqués. Ce verre se ternit facilement à l'air. Aucun oxide métallique n'est vraiment volatil par lui-même , & celui d'arsenic présente seul cette propriété. Il est en même-temps très-fusible & très-vitrifiable. Beccher attribuoit la pesanteur & la volatilité de l'arsenic à un principe particulier , qu'il nommoit *terre mercurielle* ou *arsenicale* , & dont Stahl n'a pas pu démontrer l'existence.

L'arsenic , dans l'état de régule , n'agit pas d'une manière sensible sur les corps combustibles ; mais l'oxide d'arsenic les altère sensiblement , & reprend l'éclat métallique. Stahl pense que dans ce cas le phlogistique que l'arsenic a perdu dans la *calcination* lui est rendu par le corps combustible. Les modernes ont prouvé , au contraire , que l'oxide d'arsenic est un composé d'arsenic & d'oxigène , & que le corps combustible , en enlevant ce dernier avec lequel il a plus d'affinité que l'arsenic , fait passer celui-ci à l'état métallique. Pour réussir à réduire l'oxide d'arsenic , on fait une pâte avec cet oxide en poudre & du savon noir ; on met cette pâte dans un matras , sur un bain de sable ;

on chauffe d'abord foiblement pour dessécher l'huile ; lorsqu'il ne s'exhale plus de vapeurs humides, on augmente le feu pour faire sublimer l'arsenic. On casse le matras, & on trouve à sa partie supérieure un pain, ayant l'aspect & le brillant métallique de l'arsenic ; la plus grande partie du charbon de l'huile reste au fond du matras.

L'arsenic, exposé à l'air, y noircit sensiblement ; l'oxide d'arsenic vitrifié perd sa transparence, & devient laiteux, en éprouvant une sorte d'efflorescence.

L'arsenic ne paroît point être attaqué par l'eau ; mais son oxide se dissout très-bien dans ce menstrue, en quantité un peu plus grande à chaud qu'à froid ; au reste, la dissolubilité de cette substance varie suivant qu'elle a été plus ou moins parfaitement oxidée. L'oxide d'arsenic fournit, par l'évaporation lente de sa dissolution, des cristaux jaunâtres en pyramides triangulaires ; on ne connoît aucun oxide métallique qui se dissolve dans l'eau en aussi grande quantité ; cette propriété, jointe à sa faveur extrême, le rapproche des matières salines.

L'oxide d'arsenic s'unit assez bien aux terres par la fusion ; il se fixe avec elles, & en accélère la vitrification ; mais tous les verres dans lesquels il entre ont l'inconvénient de se ternir à l'air en

peu de tems. On ne connoît pas l'action des matières salino-terreuses sur l'arsenic, ni sur son oxide. Les alkalis fixes caustiques, qui n'ont point une action sensible sur l'arsenic, dissolvent très-bien l'oxide de ce demi-métal. Macquer, dans son beau travail sur cette matière (*Académ. 1746*), a observé qu'en faisant bouillir de l'oxide d'arsenic en poudre dans la liqueur de nitre fixé, ou dissolution de potasse caustique, cette substance s'y dissout complètement, & forme un fluide brun, gélatineux, dont la consistance augmente peu-à-peu. Ce composé, auquel il a donné le nom de *foie d'arsenic*; ne cristallise point; il devient dur & cassant; il est déliquescent, dissoluble dans l'eau, qui en précipite quelques flocons bruns. Poussé au grand feu, le foie d'arsenic laisse échapper cette dernière substance. Il est décomposé par les acides. La soude présente les même phénomènes; mais sa dissolution a donné à Macquer des cristaux irréguliers dont il lui a été impossible de déterminer la forme.

L'acide sulfurique, même concentré, n'attaque pas l'arsenic à froid; mais si on le fait bouillir avec ce demi-métal dans une cornue, l'acide donne d'abord beaucoup de gaz sulfureux; ensuite il se sublime un peu de soufre, & l'arsenic se trouve réduit en oxide, mais sans

être dissous. L'acide sulfurique concentré & bouillant dissout aussi l'oxide d'arsenic ; mais lorsque la dissolution est refroidie , cet oxide se précipite , & l'acide ne paroît plus en retenir. Il acquiert dans cette combinaison une fixité assez considérable. Bucquet assure qu'en le lessivant pour emporter la portion d'acide qu'il peut retenir , il reprend toutes ses qualités.

L'acide nitrique, appliqué à l'arsenic, l'attaque avec vivacité & l'oxide ; cet acide dissout aussi l'oxide d'arsenic en assez grande quantité , lorsqu'il est aidé d'une douce chaleur. Saturé de l'une ou de l'autre de ces substances , il conserve l'odeur qui lui est propre ; évaporé fortement, il forme un sel qui n'a point de forme régulière, suivant Bucquet , & que M. Baumé dit être en partie cubique , & en partie taillé en pointes de diamans. Wallerius dit que ses cristaux sont semblables à ceux du nitrate d'argent. Le nitrate d'arsenic attire puissamment l'humidité de l'air , il ne détone pas sur les charbons ; il n'est décomposé ni par l'eau , ni par les acides ; les alkalis n'y occasionnent aucun précipité : cependant ils le décomposent , suivant Bucquet , puisqu'en faisant évaporer une dissolution nitrique d'arsenic , à laquelle on a ajouté une lessive alcaline , on obtient du nitrate ordinaire & de l'arseniate de potasse. Nous verrons

plus bas que tous les chimistes, très-embarrassés sur la nature singulière des dissolutions de l'arsenic & de son oxide dans les acides, n'avoient point découvert ce qui passe dans la combinaison de cet oxide avec l'acide nitrique, & n'avoient même pas soupçonné la production de l'acide arsenique. Remarquons seulement ici que l'oxide d'arsenic enlève à l'acide nitrique une grande partie de son oxigène.

L'acide muriatique, aidé de l'action du feu, dissout l'arsenic & son oxide, suivant Bucquet. Cette combinaison peut être précipitée par les alkalis fixes & volatils. M. Baumé dit que ce régule se dissout dans l'acide muriatique bouillant, & qu'il s'en précipite ensuite une poudre jaune comme du soufre. MM. Bayen & Charlard, dans leurs recherches sur l'étain, ont constaté que l'acide muriatique n'a aucune action à froid sur l'arsenic, & qu'à chaud il n'en a qu'une très-foible, & à peine sensible.

On ne connoît pas l'action des autres acides sur l'arsenic & sur l'oxide de ce demi-métal. L'arsenic mêlé avec le nitre, & projeté dans un creuset rougi au feu, produit une détonation vive; l'acide nitrique calcine, brûle le demi-métal: on trouve dans le creuset, après l'opération, l'alkali fixe qui servoit de base au nitre & l'arsenic réduit en oxide combiné en partie avec l'alkali fixe.

Si on mêle partie égale d'oxide d'arsenic & de nitre, & qu'on mette ce mélange en distillation dans une cornue de verre, on obtient un esprit de nitre en vapeurs très-rouges. Cet acide ne peut se condenser qu'autant qu'on met un peu d'eau dans le ballon, ce qui lui donne une couleur bleue. Beccher, Stahl & Kunckel ont décrit cette opération. Macquer, qui l'a répétée avec soin, ayant examiné le résidu dont ces chimistes n'avoient pas parlé, a découvert que c'étoit un sel neutre particulier auquel il a donné le nom de *sel neutre arsenical*, il doit être nommé arseniate de potasse. Ce sel, dissous dans l'eau & évaporé à l'air, donne des cristaux très-réguliers en prismes tétraèdres, terminés par des pyramides à quatre faces égales; quelquefois la forme de ces cristaux varie.

L'arseniate de potasse exposé au feu se fond facilement, reste en fonte tranquille, sans s'alcaliser, & sans qu'il se volatilise aucune portion d'arsenic; il n'éprouve pas d'altération sensible à l'air. Il est beaucoup plus dissoluble dans l'eau que l'oxide d'arsenic pur, & il se dissout en plus grande quantité dans l'eau chaude que dans l'eau froide.

Il ne peut être décomposé par aucun acide pur, mais il l'est par la voie des affinités doubles.

Si on mêle à la dissolution de ce sel un peu de dissolution de sulfate de fer ou *vitriol martial*, il se fait une double décomposition & une double combinaison; l'acide sulfurique quitte le fer pour s'unir à la potasse, & l'acide arsenique, séparé de l'alkali, se combine avec l'oxide du fer. Les matières combustibles décomposent très-bien l'arseniate de potasse.

L'oxide d'arsenic décompose aussi le nitrate de soude, à l'aide de la distillation, & forme avec sa base de l'arseniate de soude qui, suivant Macquer, diffère peu du premier sel à base de potasse, & qui cristallise absolument de la même manière. Cet oxide agit de même sur le nitrate ammoniacal; uni avec sa base, il constitue un arseniate ammoniacal. On avoit cru que cette opération demandoit beaucoup de précautions à cause de la propriété qu'a le nitrate ammoniacal de détoner sans addition dans les vaisseaux clos: mais M. Pelletier a prouvé qu'on pouvoit la faire sans aucun danger, même à la dose de plusieurs livres. La découverte du sel neutre arsenical de Macquer a mis sur la voie de celle de l'acide arsenique, puisque cet illustre chimiste avoit vu & annoncé que l'oxide d'arsenic faisoit fonction d'acide dans ce sel. Mais c'est à Schéele, comme nous le dirons plus bas, que l'on doit véritablement la connois-

fance exacte de ces nouvelles combinaisons.

L'oxide d'arsenic ne décompose pas les muriates alcalins. Il ne s'épare que difficilement, ainsi que l'arsenic lui-même, l'ammoniaqué du muriate ammoniacal.

On n'a point examiné l'action des matières combustibles minérales sur l'arsenic. L'oxide de ce demi-métal paroît être susceptible de se réduire par le gaz hydrogène, qui a plus d'affinité que l'arsenic avec l'oxygène, ou la base de l'air.

L'oxide d'arsenic se combine très-bien avec le soufre. Lorsqu'on fait fondre ces deux substances, il en résulte un corps jaune ou rouge, volatil, qui a une saveur moins forte que l'oxide d'arsenic pur & qui n'est plus soluble dans l'eau. Cet oxide d'arsenic sulfuré jaune a été nommé *orpin* ou *orpiment fadice* ; il est susceptible de cristalliser en triangles, comme l'oxide d'arsenic vitreux ; lorsqu'il est rouge on l'appelle *réalgar*, *réalgar*, *rizigal fadice* ou *arsenic rouge*. Nous nommons ce composé oxide d'arsenic sulfuré rouge. Quelques chimistes ont cru qu'il ne différoit du jaune ou de l'orpiment qu'en ce qu'il contenoit plus de soufre ; mais Bucquet a démontré que le composé de soufre & d'oxide d'arsenic est rouge lorsqu'il a été fondu, puis-

qu'il suffit d'exposer de l'orpiment à une chaleur vive pour le faire passer à l'état de réalgar. Je me suis convaincu que le réalgar est beaucoup moins volatil que l'orpiment, puisqu'il reste au fond des matras où l'on a sublimé le mélange d'oxide d'arsenic & de soufre, des lames rouges boursoufflées, & qui ont été manifestement fondues. L'orpiment & le réalgar artificiels ne diffèrent point des naturels. On les décompose par la chaux & les alkalis, qui ont plus d'affinité avec le soufre que n'en a l'oxide d'arsenic. Cependant cet oxide a, comme les acides, la propriété de décomposer les sulfures alkalis.

Toutes les propriétés de l'oxide d'arsenic annoncent que cette matière demi-métallique & combustible, unie à la base de l'air vital, a pris les caractères d'une substance saline. La théorie que nous avons exposée en traitant des sels en général, se trouve donc confirmée par ces expériences. Macquer, par ses belles découvertes sur l'arseniate de potasse, avoit déjà observé, comme je l'ai dit, que l'oxide d'arsenic faisoit fonction d'acide dans ce sel. Mais il étoit difficile de concevoir pourquoi cet oxide dissous immédiatement dans la potasse, différait tant de la même combinaison faite par la décomposition du nitre à l'aide du même oxide.

Schéele, conduit par la découverte de l'acide muriatique oxigéné, a pensé qu'il arrive quelque chose de semblable lorsqu'on distille du nitre avec l'oxide d'arsenic. Il croyoit que l'acide nitrique s'emparoit du phlogistique encore existant dans cet oxide, & qu'alors ce dernier passoit à l'état d'un acide particulier, que nous nommons acide arsenique. Il a préparé l'acide par des procédés analogues à celui par lequel il a produit l'acide muriatique oxigéné. L'un de ces procédés consiste à distiller un mélange d'acide muriatique oxigéné & d'oxide d'arsenic. Suivant lui, l'acide muriatique s'empare du phlogistique de cet oxide, qui passe alors à l'état d'acide. On réussit aussi à préparer l'acide arsenique, en distillant sur son oxide six parties d'acide nitrique. Ce dernier donne beaucoup de gaz nitreux, & l'oxide d'arsenic prend les caractères d'acide; on le chauffe assez fortement & assez long-tems pour dégager tout l'acide nitreux surabondant.

Ce qui se passe dans ces opérations favorise beaucoup la doctrine moderne. En effet, d'un côté, il est difficile d'accorder, suivant la théorie de Stahl, l'existence du phlogistique dans l'oxide d'arsenic, & de l'autre, rien n'est si facile à concevoir, d'après la nouvelle doctrine, que le passage de cet oxide à l'état d'acide, par

l'action de l'esprit de nitre ou de l'acide muriatique oxigéné. L'oxide d'arsenic paroît avoir une grande affinité avec l'oxigène dont il n'est pas saturé ; lorsqu'on le distille avec l'acide nitrique ou avec l'acide muriatique oxigéné ou aéré, il s'empare de l'oxigène qui entre comme principe dans l'un & l'autre de ces acides. Plus il contient d'oxigène, plus il se rapproche des substances salines, & lorsqu'il en est entièrement saturé, il prend tous les caractères des acides, qui, comme nous l'avons démontré, ne sont que des matières combustibles combinées avec l'oxigène, auquel elles doivent toutes leurs propriétés salines. On conçoit très-bien, d'après cette théorie, pourquoi l'oxide d'arsenic non saturé d'oxigène, & tel qu'il est par la simple oxidation au feu, ne forme point d'arseniate de potasse, & pourquoi il ne peut constituer ce sel qu'après avoir été préalablement traité par les acides qu'il décompose, & auxquels il enlève l'oxigène à l'aide de la chaleur.

L'acide arsenique differe beaucoup de l'oxide d'arsenic ordinaire. Sa faveur est plus forte. Il est fixe au feu, & l'on se sert de ce procédé pour séparer exactement cet acide de la portion d'oxide d'arsenic qu'il peut contenir. C'est sans doute en passant à l'état d'acide que l'oxide d'arsenic prend de la fixité, lorsqu'on l'unit avec

l'acide sulfurique. Cet acide est susceptible de se fondre en un verre transparent ; il entraîne dans sa fusion les matières terreuses , il paroît même susceptible de ronger le verre. Il rougit foiblement les couleurs bleues végétales. J'ai observé que par l'exposition à l'air , il perd sa transparence, se délite & s'écaille en fragmens souvent pentagones, & attire peu-à-peu l'humidité. Il se dissout dans deux parties d'eau. Il se combine facilement avec la chaux , plus difficilement avec la baryte & la magnésie. Lorsqu'on l'unit avec les alkalis , il forme des sels neutres , que la chaux décompose, suivant Bergman. La baryte & la magnésie paroissent avoir aussi plus d'affinité avec cet acide que n'en ont les alkalis , d'après le même chimiste. Il y a encore une grande quantité d'expériences à faire pour connoître toutes les propriétés de l'acide arsenique. M. Pelletier a préparé cet acide en décomposant le nitrate ammoniacal par l'oxide d'arsenic : l'arseniate ammoniacal qui en résulte laisse dégager l'ammoniaque par la chaleur , & en continuant l'action du feu sur cette substance, l'acide arsenique reste seul & pur au fond de la cornue.

Bergman remarque que la pesanteur spécifique de l'arsenic varie beaucoup depuis son état métallique jusqu'à son état d'acide. Voici

celles qu'il lui attribue dans ses différentes modifications. Arsenic en règle, 8,308.--Oxide d'arsenic vitreux, 5,000.--Oxide d'arsenic blanc, 3,706.--Acide arsenique, 3,391.

L'arsenic est employé dans plusieurs arts, & notamment dans la teinture. On se sert aussi de l'arseniate de potasse, & M. Baumé en a préparé pendant long-tems pour l'usage des arts.

La facilité qu'a l'oxide d'arsenic de se dissoudre dans l'eau & dans tous les fluides aqueux, fait qu'il peut devenir un poison très-dangereux. On connoît qu'une personne a été empoisonnée par cette substance, aux symptômes suivans. La bouche est sèche, les dents agacées, le gosier ferré : on éprouve un crachottement involontaire, une douleur vive à l'estomac, une grande soif, des nausées, des vomissemens de matières glaireuses, sanguinolentes ; des coliques très-vives, accompagnées de sueurs froides, des convulsions. Ces symptômes sont bientôt suivis de la mort ; on s'assure que l'oxide d'arsenic en est la cause, en examinant les alimens suspects. La présence de ce poison s'y manifeste, lorsqu'en jettant sur des charbons une portion de ces alimens desséchés, il s'en élève une fumée blanche d'une forte odeur d'ail.

On avoit coutume de donner aux personnes empoisonnées par l'oxide d'arsenic, des boissons

mucilagineuses ou du lait, ou des huiles douces en grandes doses, dans le dessein de relâcher les viscères agacés, de dissoudre & d'emporter la plus grande partie du poison arsenical. Navier, médecin de Châlons, qui s'est occupé de la recherche des contre-poisons de l'oxide d'arsenic, a trouvé une matière qui se combine avec cette substance par la voie humide, la sature & détruit la plus grande partie de sa causticité. Cette substance est le sulfure calcaire ou alkalin, & mieux encore le même sulfure qui tient en dissolution un peu de fer. La dissolution d'oxide d'arsenic décompose les sulfures sans exhaler aucune odeur; cet oxide se combine au soufre avec lequel il fait de l'orpiment, & il s'unit en même-tems au fer si le sulfure en contient. Navier prescrit un gros de *foie de soufre* dans une pinte d'eau, qu'il fait prendre par verrées: on peut également donner cinq à six grains de sulfure de potasse sec en pillules, & par-dessus chaque pillule un verre d'eau chaude. Lorsque les premiers symptômes sont dissipés, il conseille l'usage des eaux minérales sulfureuses. L'expérience lui a fait connoître qu'elles sont très-propres à détruire les tremblemens & les paralysies qui suivent ordinairement l'effet de l'oxide d'arsenic, & qui mènent à la phthisie & à la mort. Navier approuve aussi l'usage du lait,

lait, parce que cette substance dissout l'oxide d'arsenic aussi-bien que le fait l'eau ; mais il condamne les huiles, qui ne peuvent le dissoudre.

CHAPITRE VII.

Du Molybdène & de l'acide molybdique.

Nous donnons le nom de *molybdène* à un nouveau demi-métal, découvert par M. Hielm, retiré de la substance minérale connue sous ce même nom. Cette substance ne doit point être confondue avec la *mine de plomb* ordinaire, *plombagine*, ou crayon noir dont on se sert pour dessiner, & qui porte aujourd'hui le nom particulier de *carbure de fer*. Cette confusion a certainement apporté quelque différence dans les travaux des chimistes qui ont examiné cette substance depuis Pott jusqu'à Schéele. Il faut observer que le carbure de fer ou *plombagine* étant beaucoup plus commun que le molybdène, dont on ne trouve encore que très-peu d'échantillons dans les cabinets d'histoire naturelle, c'est presque toujours sur la première que les chimistes ont travaillé, si l'on en excepte MM. Quist & Schéele.

La vraie mine de molybdène est difficile à

Ee

Tome II.

distinguer du carbure de fer par les caractères extérieurs ; cependant le molybdène est un peu plus gras au toucher ; il est formé de lames écailleuses hexagones plus ou moins grandes , très-peu adhérentes les unes aux autres ; il tache les doigts & laisse sur le papier des traces bleuâtres ou d'un gris argentin ; lorsqu'on le réduit en poudre , ce qui est difficile à cause de l'élasticité de ses lames , la poussière est bleuâtre , on le coupe facilement avec le couteau , il ne se brise point & n'a point le tissu grenu comme le carbure de fer. Pour pulvériser la mine de molybdène , il faut , d'après le procédé de Schéele , jeter dans le mortier un peu de sulfate de potasse ; on lave ensuite la poudre avec de l'eau chaude qui emporte le sel , & cette mine reste pure. L'analyse de cette mine faite par différens moyens prouve que c'est un composé de soufre & du demi-métal que nous examinons , mais celui-ci est très-difficile à obtenir. L'illustre Schéele n'a pas pu réduire son oxide en métal ni avec le flux noir & le charbon , ni avec le borax & le même corps combustible , ni avec l'huile. Bergman dit que M. Hielm a été plus heureux , & qu'il est parvenu à obtenir assez de ce demi-métal pour en faire connoître les propriétés ; mais depuis cette note de Bergman , M. Hielm n'a rien publié sur cette matière.

M. Pelletier, dans ses expériences sur la réduction de l'oxide & de l'acide molybdique, n'a jamais obtenu un culot de molybdène, mais une matière agglutinée, noirâtre, friable, ayant le brillant métallique; on y voyoit à la loupe des petits grains ronds, brillans & gris, que M. Pelletier regarde comme le métal, ou le molybdène pur. Le manganèse n'a de même été encore obtenu que sous la forme de grenailles. Voici d'après les essais faits sur ce demi-métal, les propriétés qu'on y a reconnues. Le molybdène est gris, formé de petits grains agglutinés, cassans, d'une extrême infusibilité. Chauffé avec le contact de l'air, il se change en un oxide blanc, volatil, & qui se cristallise par la sublimation en prismes aiguillés & brillans, comme celui de l'antimoine. Cet oxide surchargé d'oxigène devient acide, & c'est le produit salin qu'on connoît le mieux d'après les recherches de Schéele. L'acide nitrique calcine facilement le molybdène & le convertit en un oxide blanc, & même en acide molybdique. L'oxide de molybdène devient bleu & brillant en repassant à l'état métallique. Les alkalis, aidés par l'action de l'eau, oxident & dissolvent ce demi-métal; il est susceptible de s'allier avec le plomb, le cuivre, le fer, l'argent, & il forme des alliages gtenus, grisâtres, très-friables. Enfin, uni au

soufre, il constitue le sulfure de molybdène, & ce composé est tout-à-fait semblable à la mine de ce métal, connue improprement sous le nom de *molybdène & de potelot*. Comme c'est cette dernière mine qui a été le sujet des expériences de Schéele, & comme c'est avec ce minéral beaucoup plus connu que le métal qu'il contient, que ce chimiste a préparé l'acide molybdique, nous allons en examiner les propriétés plus en détail.

Le *potelot* ou sulfure de molybdène natif exposé au feu dans un vaisseau ouvert, exhale du soufre & s'évapore presque tout entier en fumée blanche. Traité au chalumeau dans la cuiller, il donne la même fumée, qui se condense en lames cristallines jaunâtres, & qui prend une couleur bleue par le contact des corps combustibles. M. Pelletier ayant calciné du sulfure de molybdène dans un creuset recouvert d'un autre creuset, a obtenu des cristaux aiguillés, blancs & brillans, semblables à ce qu'on appeloit *fleurs argentines d'antimoine*. Cet oxide de molybdène sublimé, a déjà les caractères d'acide; mais ce procédé seroit trop long & trop dispendieux pour la préparation de l'acide molybdique.

Les terres salines & les alkalis fixes, fondus avec le sulfure de molybdène, en dissolvent le soufre & le métal.

Quelques acides font éprouver des altérations remarquables à cette mine.

L'acide sulfurique concentré en oxide le métal, & s'exhale en acide sulfureux à l'aide de l'ébullition.

L'acide muriatique n'a nulle action sur ce minéral.

L'acide arsenique, traité par la distillation avec le sulfure de molybdène, cède son oxigène à une partie du soufre qui devient acide sulfureux, se volatilise en *orpiment* avec une partie du même soufre, change une portion de molybdène en acide molybdique, & en laisse la plus grande partie dans l'état métallique. M. Pelletier conclut de cette expérience, que le molybdène est à l'état métallique dans sa mine.

En distillant 30 onces d'acide nitrique étendu d'eau sur une once de molybdène, en 5 reprises, c'est-à-dire, 6 onces de cet acide à la fois, il se dégage une grande quantité de gaz nitreux, & il reste dans la cornue une poudre blanche qu'il faut laver avec suffisante quantité d'eau distillée froide pour emporter l'acide étranger soluble à cette température; il reste après cette édulcoration six gros & demi d'acide molybdique pur. Schéele, à qui est due cette découverte, pense que l'acide nitrique s'empare du phlogistique, & s'échappe en vapeurs rou-

ges; il brûle aussi le soufre qui se trouve dans le molybdène; & voilà pourquoi l'eau qu'on emploie pour laver l'acide du molybdène, contient de l'acide sulfurique qu'on obtient concentré par l'évaporation, & qui retient un peu de molybdène en dissolution; cette substance donne à la liqueur évaporée une couleur bleue assez brillante. Nous pensons que dans cette opération, ainsi que dans toutes celles où l'acide nitrique, distillé sur quelque substance que ce soit, la réduit en état d'acide, le premier est décomposé, & que c'est à la séparation de l'oxygène de l'acide nitrique & à sa fixation dans le molybdène, que sont dus le dégagement du gaz nitreux & la formation des acides sulfurique & molybdique.

L'acide molybdique, obtenu par le procédé que nous venons de décrire, est sous la forme d'une poudre blanche, d'une saveur légèrement acide & métallique. Chauffé dans la cuiller au chalumeau, ou dans un creuset avec le contact de l'air, il se volatilise en une fumée blanche, qui se condense en cristaux aiguillés, & il se fond en partie sur les parois du creuset. Malgré l'édulcoration il retient une portion d'acide sulfureux que la chaleur forte en dégage complètement.

Cet acide se dissout dans l'eau bouillante;

Schéele en a dissous un scrupule dans 20 onces d'eau. Cette dissolution a une saveur singulièrement acide & presque métallique ; elle rougit la teinture de tournesol , décompose la dissolution de savon , & précipite les sulfures alkalins ou *foies de soufre* ; elle devient bleue & prend de la consistance par le froid.

L'acide molybdique se dissout en grande quantité dans l'acide sulfurique concentré à l'aide de la chaleur ; cette dissolution prend une belle couleur bleue , & s'épaissit par le refroidissement ; on fait disparaître ces deux phénomènes en la chauffant , & ils reparoissent à mesure que la liqueur refroidit ; si l'on chauffe fortement cette combinaison dans une cornue , l'acide sulfurique se volatilise , & l'acide molybdique reste sec au fond de ce vaisseau.

L'acide nitrique n'a nulle action sur l'acide molybdique.

L'acide muriatique ordinaire en dissout une grande quantité ; cette dissolution donne un résidu bleu foncé , lorsqu'on la distille à siccité ; en poussant le feu , ce résidu donne un sublimé blanc & un autre bleuâtre ; ce qui reste dans la cornue est gris ; le sublimé est déliquescent & colore les métaux en bleu ; l'acide muriatique passe oxigéné dans le récipient. Il est facile de concevoir que dans cette opération , l'acide

muriatique enlève une portion d'oxigène à l'acide molybdique, & qu'une portion de cet acide passe à l'état de molybdène.

L'acide molybdique décompose à l'aide de la chaleur, les nitrates & les muriates alcalins, en dégageant leurs acides, & il forme avec leurs bases des sels neutres dont Schéele n'a point examiné toutes les propriétés. Cet acide dégage aussi l'acide carbonique des trois alkalis, & forme des sels neutres avec leurs bases.

Quoique Schéele n'ait point fait connoître toutes les propriétés de ces sels neutres, que nous désignerons par les noms de *molybdates de potasse, de soude, d'ammoniaque*, &c. il en a cependant indiqué trois qui fussent pour caractériser leur état de neutralisation. Il a reconnu, 1°. que l'alkali fixe rendoit la terre acide molybdique plus soluble dans l'eau; 2°. que ce sel empêchoit l'acide molybdique de se volatiliser par la chaleur; 3°. que le molybdate de potasse se précipitoit par le refroidissement en petits cristaux grenus; & qu'on peut le séparer aussi de son dissolvant par les acides sulfurique & muriatique.

L'acide molybdique décompose le nitrate & le muriate barytiques. Le molybdate barytique, formé dans ces opérations, est dissoluble dans l'eau.

L'acide molybdique paroît décomposer en partie le sulfate de potasse, & en dégager un peu d'acide sulfurique par une forte chaleur.

L'acide molybdique dissout plusieurs métaux, & prend une couleur bleue, à mesure que cet acide leur abandonne une portion de son oxygène. Il précipite plusieurs dissolutions métalliques, &c.

CHAPITRE VIII.

Du Tungstène & de l'acide tungstique.

LE minéral nommé *tungstène* par les suédois, appelé *pierre pesante*, *lapis ponderosus*, par plusieurs naturalistes, & en particulier par Bergman dans sa Sciagraphie, a été regardé par Cronstedt comme une espèce de mine de fer, & désigné par lui sous cette phrase, *ferrum californie terrâ quâdam incognitâ intime mixtum*. La plupart des naturalistes allemands le rangeoient parmi les mines d'étain, sous le nom de *cristal d'étain blanc* ou de *zinn-spath*; dans presque tous les cabinets d'histoire naturelle on le présentait comme appartenant à ce métal.

On ne s'étoit point occupé de l'analyse exacte de ce minéral avant Schéele, Ce chimiste ayant

examiné cette prétendue mine d'étain , découvrit par ses expériences qu'elle étoit composée d'un acide particulier uni à la chaux ; Bergman , faisant de son côté des recherches suivies sur cette matière , trouva les mêmes résultats. Cette découverte est de 1781. Les deux chimistes suédois ont pensé , d'après l'examen des propriétés de ce minéral , que l'acide qu'il contenoit étoit métallique.

Depuis cette époque MM. d'Elhuyar , de la société royale Basquaise , M. Angulo de l'académie de Walladolid , & M. Crell , ont répété les expériences des chimistes suédois , & en ont confirmé les résultats. D'après la définition que nous venons de donner de ce sel naturel & de son acide , nous ferons observer que ce que les suédois ont appelé *tungstène* , est un sel formé par l'acide tunstique , & par la chaux : nous adoptons ce nom de tungstène pour le demi-métal qui paroît être la base de cet acide , & nous appellerons cette espèce de mine *tunstate de chaux natif*.

MM. d'Elhuyar de la société Basquaise , ont découvert que le *wolfram* , qu'on regardoit autrefois comme une mine de fer pauvre , est une combinaison de cet acide tunstique avec le manganèse & le fer. Ils ont obtenu un régule particulier de ce minéral. Le wolfram qu'ils ont

analysé venoit de la mine d'étain de Zinwalde. Il est en masses ou en prismes hexaèdres comprimés; il a le brillant métallique, la cassure feuilletée, & se laisse entamer au couteau. Il contient par quintal 22 parties d'oxide noir de manganèse, 12 d'oxide de fer, 64 d'acide tungstique & 2 de quartz. Le tungstate de chaux natif de Schleckenwalde, en Bohême, contient suivant eux 68 livres d'acide tungstique, & 30 de chaux.

Voilà deux mines connues du demi-métal nouveau que nous nommons *tungstène*. MM. d'Elhuyar ont fondu une partie de wolfram avec 4 parties de carbonate de potasse; ils ont lessivé ce mélange; l'eau a dissous le tungstate de potasse, d'où ils ont précipité l'acide tungstique en poudre jaune par l'acide nitrique. Ce précipité, poussé au feu avec du charbon dans un creuset, leur a donné un bouton métallique composé de beaucoup de petits globules friables. Voici les propriétés qu'ils ont reconnues dans le nouveau demi-métal. Une pesanteur spécifique, considérable, mais jamais au-dessus de 17,6; une infusibilité très-grande & qui paroît même excéder celle du manganèse; une indissolubilité dans les 3 acides les plus forts, & même dans l'acide nitro-muriatique; une union facile avec quelques métaux, & en particulier avec le fer

& l'argent dont il change singulièrement les propriétés; une oxidation assez facile, un oxide jaune qui devient bleu par la chaleur, qui est indissoluble dans les acides & soluble dans les alkalis, qui reste suspendu dans l'eau où on le triture & imite une émulsion. Quoique quelques-uns de ces caractères soient analogues à ceux du molybdène, ainsi que Bergman & Schéele l'avoient déjà entrevu dans l'acide molybdique, leur union suffit cependant pour faire regarder le tungstène comme un demi-métal particulier. Mais il manque encore beaucoup d'expériences pour en connoître avec exactitude toutes les propriétés.

Les chimistes qui se sont occupés de cet objet ont fait beaucoup plus de recherches sur le tungstate de chaux natif, que sur le demi-métal qu'en ont retiré MM. d'Elhuyar : pour faire connoître l'ensemble de leurs découvertes sur ce minéral, il est nécessaire que nous insitions quelque tems sur ses propriétés.

Le tungstate de chaux natif a été assez rare jusqu'à présent ; on en trouve dans les mines de fer de Bitzberg, dans celles d'étain de Schleckenwalde en Bohême ; & la plupart des cristaux d'étain blanc de Sauberg, près d'Ehrenfriedersdorf, sont du tungstate de chaux ; ainsi en essayant les cristaux d'étain blanc conservés

dans les cabinets, par les moyens que nous indiquerons, on pourra en reconnoître quelques échantillons dont on ne soupçonnoit pas la nature.

Le tunstate de chaux n'éprouve point d'altération sensible par la chaleur ; il décrépite & se réduit en poussière par l'action du chalumeau, mais il ne se fond pas. La flamme bleue le colore légèrement, & le nitre lui enlève cette couleur.

L'eau bouillante n'a nulle action sur ce sel métallique en poudre, & il est parfaitement insoluble. On n'a point examiné l'action de l'air, des terres, des substances salino-terreuses & des alkalis caustiques sur cette substance.

L'acide sulfurique chauffé & distillé sur le tunstate de chaux natif passe sans altération ; le résidu prend une couleur bleuâtre ; lessivé avec de l'eau bouillante, on en retire un peu de sulfate calcaire ; ce qui prouve que cette substance contient de la chaux, & que l'acide sulfurique n'en décompose qu'une très-petite partie.

L'acide nitrique foible agit sur ce sel à l'aide de la chaleur, mais sans effervescence sensible. Cet acide lui donne une couleur jaune, ce qui le distingue d'avec la vraie mine d'étain, & il le décompose en lui enlevant la chaux ; il faut environ 12 parties d'acide nitrique dans

l'état d'eau-forte ordinaire pour décomposer entièrement une partie de tunstale calcaire. Schéele a fait cette opération en plusieurs reprises ; après l'action de trois parties d'acide nitrique foible sur une partie de ce sel neutre, il verse deux parties d'ammoniaque caustique ; la poudre que l'acide nitrique change en jaune devient blanche par l'alkali ; il répète l'action successive de l'acide & de l'alkali, jusqu'à ce que le tunstale calcaire soit tout-à fait dissous. De 4 scrupules traités par ce procédé, il a eu 3 grains de résidu qui lui a paru être de la filice. En précipitant l'acide nitrique employé pour cette opération par du prussiate de potasse, & ensuite par la potasse, il a obtenu 2 grains de prussiate de fer ou bleu de Prusse, & 5 grains de craie ; l'ammoniaque unie à l'acide nitrique lui a donné un précipité acide. Dans cette expérience, l'acide nitrique décompose le tunstale calcaire en s'emparant de la chaux, & l'acide tunstique mis à nud par cette décomposition, est enlevé par l'ammoniaque. Le sel ammoniacal formé par cette dernière dissolution, est décomposé par l'acide nitrique qui a plus d'affinité avec l'ammoniaque, que celle-ci n'en a avec l'acide tunstique ; comme ce dernier acide est beaucoup moins soluble que le tunstale ammoniacal, il se précipite à mesure qu'il devient

libre sous la forme d'une poudre blanche ; on lessive cette poudre avec de l'eau distillée froide pour avoir l'acide tunstique bien pur.

On peut encore obtenir cet acide par un autre procédé que Schéele a employé avec un égal succès. On fait fondre, dans un creuset de fer, une partie de tunstate calcaire natif en poudre, avec 4 parties de carbonate de potasse ; on lessive cette masse avec 12 parties d'eau bouillante ; & on y verse de l'acide nitrique jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'effervescence ; on la fond une seconde fois avec quatre parties de carbonate de potasse, on la lessive avec l'eau, & on la traite par l'acide nitrique, jusqu'à la cessation de l'effervescence ; alors il ne reste qu'un peu de silice & tout le sel tunstique est décomposé. En effet, pendant la fusion, la potasse se porte sur l'acide tunstique avec lequel elle forme un sel neutre particulier, tandis que l'acide carbonique s'unit à la chaux qu'il change en craie. Lorsqu'on lessive la masse fondue, l'eau dissout le tunstate de potasse, qui est beaucoup plus soluble que la craie, & celle-ci reste seule ; l'acide nitrique qu'on emploie après l'eau dissout la craie avec effervescence sans toucher à la portion de tunstate calcaire que les quatre premières parties d'alkali n'ont pas décomposée. A la seconde opération, le sel étant complè-

décompose avec la même énergie ; & comme il lui donne une couleur plus jaune , Bergman le recommande pour essayer & pour reconnoître ce sel terreux.

L'acide tunstique obtenu par l'un ou l'autre de ces trois procédés , est comme nous l'avons dit sous la forme d'une poudre blanche. Au chalumeau , il devient fauve , brun & noir sans se fondre ni se volatiliser. Il se dissout dans 20 parties d'eau bouillante ; cette dissolution a une saveur acide , & rougit la teinture de tournesol.

L'acide tunstique paroît former avec la baryte un sel absolument insoluble dans l'eau , avec la magnésie un autre sel difficilement soluble.

Lorsqu'on verse sa dissolution dans l'eau de chaux , elle y opère un peu de précipité qui augmente beaucoup par la chaleur , & qui est du tunstate calcaire régénéré suivant Schéele.

L'acide tunstique saturé de potasse donne un sel qui se précipite en très - petits cristaux , & dont la forme n'a point été déterminée. Schéele n'a point parlé de sa combinaison avec la soude. Il forme suivant lui avec l'ammoniaque un sel figuré en très-petites aiguilles ; ce tunstate ammoniacal , exposé au feu dans une cornue , laisse aller l'ammoniaque , & l'acide tunstique reste en

poudre sèche & jaunâtre ; le même sel décompose le nitrate calcaire & réforme du tunstatede chaux.

L'acide tunstique chauffé avec de l'acide sulfurique prend une couleur bleuâtre ; avec l'acide nitrique & l'acide muriatique , il devient jauné citron ; il précipite en vert le sulfure alkalin ou foie de soufre. Schéele n'a point déterminé à quelle cause sont dus ces changemens de couleur.

Ce chimiste ayant observé que l'acide tunstique se colore facilement par les corps combustibles , & colore lui-même en bleu les flux vitreux comme le borax , &c. a chauffé dans un creuset cet acide avec de l'huile de lin ; mais il n'en a point obtenu du métal , & l'acide n'a été que noirci. Bergman pense cependant d'après la pesanteur considérable de cet acide , sa coloration par les corps inflammables , & sa précipitation par le prussiate de potasse ou l'alkali prussien, qu'il est d'origine métallique.

Nous avons dit par quel procédé MM. d'Elhuyar sont parvenus à réduire en globules métalliques l'oxide tunstique retiré du wolfram , & la nature métallique de cet acide n'est plus un problème.



CHAPITRE IX.

DU COBALT.

LE cobalt ou cobolt est un demi-métal d'une couleur blanche, tirant un peu sur le rouge, d'un grain fin & ferré, qui est très-cassant & qui se réduit facilement en poudre par l'action du pilon. Pesé à la balance hydrostatique, il perd environ un huitième de son poids. Sa pesanteur spécifique est d'environ 7,700, suivant Bergman. Il est susceptible de se cristalliser en faisceaux d'aiguilles couchées les unes sur les autres.

Le cobalt n'a jamais été trouvé pur & natif dans la nature, il est presque toujours calciné & uni avec l'arsenic ou son acide, le soufre, le fer, &c. Voici les principales sortes de mines de cobalt distinguées d'après leurs combinaisons, par Bergman & M. Mongèz.

1°. Cobalt natif uni à l'arsenic. Cette mine est solide, grise, pesante, peu brillante & grenue dans sa cassure ; elle fait feu avec le briquet, & noircit au feu. L'acide nitrique la dissout avec effervescence, & elle donne une encre de sympathie par l'acide muriatique.

2°. Cobalt en oxide. Cette mine, qui paroît

F f ij

être du cobalt oxidé par les acides , est ordinairement grise noirâtre , & quelquefois semblable à du noir de fumée , souvent friable & pulvérulente. Elle salit les doigts ; celle qui est compacte présente des taches rosées dans sa cassure ; elle ressemble quelquefois à des scories de verre , ce qui l'a fait appeler *mine de cobalt vitreuse* par quelques naturalistes. Cette mine ne contient point d'arsenic lorsqu'elle est pure , mais elle est souvent mêlée d'ochre martiale.

3°. Cobalt uni à l'acide arsenique , *fleurs de cobalt rouges , roses , couleur de fleurs de pêcher*. L'acide arsenique que Bergman & M. Mongez y ont découvert , lui donne sa couleur. Cette mine est ou en masse , ou en poudre , ou en efflorescence striée , ou en prismes à 4 pans avec des sommets à deux faces. Sa couleur se détruit au feu , à mesure que l'acide arsenique se dégage.

4°. Cobalt uni au fer & à l'acide sulfurique ; *mine de cobalt spéculaire* ; on l'a appelée fort improprement *cobalt sulfureux* , parce qu'elle ne contient point de soufre , mais un peu d'acide sulfurique. Cette mine est blanche ou grise & très-brillante , c'est la plus riche de toutes ; elle fait souvent feu avec le briquet.

5°. Cobalt uni au soufre , à l'arsenic & au fer. Ce minéral porte le nom de *mine de cobalt*

blanche ou *grise* : elle est d'un gris blanchâtre, cristallisée en cubes entiers ou tronqués , de manière à former des solides à quatorze, dix-huit ou vingt-six facettes. Sa cassure est lamelleuse & spathique. Quelquefois elle offre à sa surface des dendrites en feuilles de fougère ; dans cet état , on la nomme *mine de cobalt tricottée*. Souvent les mines de cobalt blanches n'ont aucune cristallisation régulière ; mais elles sont toujours reconnoissables à leur couleur grise blanchâtre, à leur pesanteur moindre que celle des précédentes , & à l'efflorescence rouge qu'elles ont presque toutes à leur surface.

Pour faire l'essai d'une mine de cobalt, on commence par la piler & la laver , ensuite on la grille pour en séparer l'arsenic. Le cobalt reste dans l'état d'un oxide noir plus ou moins foncé ; on mêle cet oxide avec trois parties de *flux noir* & un peu de sel marin décrépité ; on le fond dans un creuset brasqué & couvert au feu de forge ; on attend que la fonte soit complète , & que la matière soit parfaitement liquide pour laisser refroidir le creuset ; on l'agite légèrement pour faire précipiter le demi-métal , qui se rassemble en culot au fond du vaisseau. Ce culot est quelquefois formé de deux matières métalliques ; le cobalt est placé supérieurement , & le bismuth se trouve au-

deffous ; on les fépare facilement d'un coup de marteau.

Les minéralogiftes modernes , & fur - tout Bergman & M. Kirwan , propofent de faire l'effai des mines de cobalt par l'acide nitrique ; cet acide diffout le cobalt & le fer ; on les précipite par le carbonate de foute , & on diffout enfuite le précipité cobaltique par l'acide acéténx. Scheffer confeille de reconnoître la puiſſance colorante des mines de cobalt, en les fondant avec trois parties de potaſſe & cinq de verre en poudre.

Dans les travaux en grand, on ne retire point le cobalt ſous la forme métallique. Après avoir pilé & lavé la mine de cobalt, on la grille dans le fourneau à manche. Ce fourneau ſe termine par une longue galerie horifontale qui ſert de cheminée ; c'eſt dans cette galerie que l'oxide d'arſenic ſublimé ſe condenſe & ſe fond en verre , que l'on vend dans le commerce ſous le nom impropre d'*arſenic blanc*. Si la mine contenoit un peu de biſmuth , comme ce métal eſt très-fuſible , il ſe rafſemble au fond du fourneau ; le cobalt reſte dans l'état d'un oxide gris obſcur , nommé *ſafre*. Le ſafre du commerce n'eſt jamais pur ; on le mêle avec trois fois ſon poids de cailloux pulvériſés. Le ſafre, ainſi mêlé & expoſé au grand feu , ſe fond en

un verre d'un bleu obscur, nommé *smalt*. On réduit ce smalt en poudre dans des moulins, & on le délaye dans l'eau. La première portion de verre qui se précipite est la plus grossière; on la nomme *azur grossier*; on décante l'eau encore trouble; elle donne un second précipité; on la décante ainsi jusqu'à quatre fois, & le dépôt qu'elle forme alors est plus fin que tous les autres; on le nomme improprement *azur des quatre feux*. Cet azur est employé dans plusieurs arts pour colorer en bleu les métaux & les verres, &c.

Le *safre* du commerce, fondu avec trois fois son poids de flux noir & un peu de suif & de sel marin, donne le demi-métal connu sous le nom impropre de *régule de cobalt*. La réduction du safre est très-difficile. Il faut employer une grande quantité de fondant, & avoir soin de tenir le creuset rouge-blanc pendant un tems assez long, pour que la matière soit bien fluide, tranquille, & que les scories soient fondues en un verre bleu; alors le cobalt se précipite & se rassemble en un culot au-dessous des scories.

Le cobalt, exposé au feu, ne se fond que lorsqu'il est bien rouge; ce demi-métal est de très-difficile fusion, & paroît très-fixe au feu; on ignore même s'il se peut volatiliser dans des vaisseaux fermés; mais on sait que si on le laisse

refroidir lentement, il se cristallise en prismes aiguilles, couchés les uns sur les autres & réunis en faisceaux; & ils imitent assez bien une masse de basaltes écroulés, comme l'observe M. Mongez. Pour réussir dans cette cristallisation, il suffit de faire fondre du cobalt dans un creuset, jusqu'à ce qu'il éprouve une espèce d'ébullition, & d'incliner ce vaisseau, lorsqu'après l'avoir retiré du feu, la surface de ce demi-métal se fige. Par cette inclinaison, la portion encore fondue s'écoule, & celle qui adhère aux parois de l'espèce de géode formée par le refroidissement des surfaces du cobalt, se trouve tapissée de cristaux prismatiques entassés.

Le cobalt fondu exposé à l'air, se couvre d'une pellicule sombre & terne, qui n'est qu'un oxide de ce demi-métal, formé par la combinaison avec l'oxygène. On fait plus facilement une plus grande quantité d'oxide de cobalt, en exposant ce demi-métal réduit en poudre dans un têt à rôtir sous la moufle d'un fourneau de coupelle, & en l'agitant pour renouveler les surfaces. Cette poudre, tenue rouge pendant quelque tems, perd son brillant, augmente de poids & devient noire. Cet oxide noir de cobalt demande un feu de la dernière violence pour se fondre en un verre bleu très-foncé.

Le cobalt se ternit un peu à l'air, & il n'est

point attaqué par l'eau. Ce demi-métal ne s'unit point aux terres, mais son oxide s'y combine par la fusion, & il forme avec elles un beau verre bleu de la plus grande fixité au feu. C'est à cause de cette propriété de l'oxide de cobalt, que cette substance est d'un grand usage dans la peinture des émaux, de la porcelaine & de la faïence.

On ne connoît pas bien l'action de la baryte, de la magnésie & de la chaux sur le cobalt. Les alkalis dissous dans l'eau l'altèrent manifestement; mais on n'a point encore suivi ces altérations.

Ce demi-métal se dissout dans tous les acides, mais avec des phénomènes différens, suivant son état & celui de l'acide.

Le cobalt ne se dissout que dans l'acide sulfurique concentré & bouillant. On fait cette dissolution dans une fiole de verre ou dans une cornue; lorsque l'acide est presque tout évaporé en gaz sulfureux, on lave le résidu; une portion se dissout dans l'eau & lui communique une couleur rosée ou verdâtre; c'est le sulfate de cobalt; l'autre est du cobalt oxidé par l'acide, dont l'oxigène s'est combiné avec le demi-métal. M. Baumé dit qu'on obtient, de la dissolution sulfurique de cobalt suffisamment évaporée, & par le refroidissement, deux sortes

de cristaux; les uns blancs, petits & cubiques; les autres verdâtres, quarrés, de six lignes de long, & larges de quatre. Ce sont ces derniers qu'il regarde comme le sulfate de cobalt. Les premiers dépendent de quelques autres matières métalliques étrangères unies au cobalt. Les cristaux de sulfate de cobalt, que l'on obtient le plus souvent sous la forme de petites aiguilles, & que M. Sage désigne par celle de prismes tétraèdres rhomboïdaux, terminés par un sommet dièdre à plans rhombéaux, se décomposent au feu; il ne reste qu'un oxide de cobalt qui ne peut se réduire seul. La baryte, la magnésie, la chaux & les trois alkalis décomposent aussi ce sel, & en précipitent le cobalt en un oxide rosé; 100 grains de cobalt dissous dans l'acide sulfurique donnent par la soude pure environ 140 grains de précipité, & par le carbonate de soude 160 grains. Cette augmentation de poids dépend de l'oxigène de l'acide sulfurique qui s'est uni au cobalt; dans la seconde précipitation l'acide carbonique, qui se combine à l'oxide de cobalt, augmente encore sa pesanteur. L'acide sulfurique, étendu d'eau, agit sur le safre, & en dissout une portion avec laquelle il forme du sulfate de cobalt.

L'acide nitrique dissout le cobalt avec effervescence, à l'aide d'une douce chaleur; il se

dégage du gaz nitreux, à mesure que le principe oxygène de cet acide s'unit au cobalt. Lorsque la dissolution est au point de saturation, elle est d'un brun rosé ou d'un vert clair. Elle donne, par une forte évaporation, un nitrate de cobalt en petites aiguilles réunies. Ce sel est très-déliquescant; il bouillonne sur les charbons sans détoner, & il laisse un oxide rouge foncé. Il est décomposé par les mêmes intermédiaires salins que le sulfate de cobalt. Si dans ces décompositions, on ajoute plus d'alkali qu'il n'en faut pour précipiter l'oxide de cobalt, cette substance se dissout dans l'excédent du sel, & le précipité disparaît.

L'acide muriatique ne dissout pas le cobalt à froid; mais à l'aide de la chaleur, il en dissout une portion. Cet acide agit mieux sur l'oxide du demi-métal; il forme une dissolution d'un brun rouge, qui devient verte dès qu'on la chauffe; cette dissolution évaporée, & bien concentrée, fournit un muriate de cobalt qui cristallise en petites aiguilles, & qui est fort déliquescant; la chaleur lui donne d'abord une couleur verte, & le décompose.

L'eau régale ou l'acide nitro-muriatique dissout le cobalt un peu plus aisément que ne fait l'acide muriatique seul, mais avec moins d'énergie que ne fait l'acide nitrique. Cette disso-

lution est connue depuis long-tems comme une sorte d'*encre de sympathie*, qui ne devient apparente que lorsqu'on la chauffe; l'écriture qui n'étoit pas visible à froid, paroît d'un beau vert céladon par la chaleur, & disparoît à mesure que le papier se refroidit. Cette propriété appartient à la dissolution de l'oxide de cobalt dans l'acide muriatique, & l'acide nitrique qu'on a ajouté pour faire l'eau régale, n'y contribue qu'en facilitant sa dissolution & sa suspension. On avoit cru que la couleur verte que produit l'encre de cobalt chauffée, & qu'elle perd en refroidissant, étoit due au sel métallique que la chaleur faisoit cristalliser, & qui étant exposé à l'air froid, attiroit assez d'humidité pour se dissoudre & disparoître entièrement; mais il est prouvé que le muriate de cobalt, dissous dans l'eau, prend la même couleur dès qu'on lui fait éprouver un certain degré de chaleur.

L'acide boracique ne dissout point immédiatement le cobalt; mais lorsqu'on mêle une dissolution de borate de soude avec une dissolution du demi-métal dans un des acides précédens, il s'opère une double décomposition. La soude s'unit avec l'acide qui tenoit l'oxide métallique en dissolution, & l'acide boracique, combiné avec cet oxide, forme un sel peu soluble, qui se précipite: on peut recueillir ce borate

de cobalt, en séparant par le filtre la liqueur qui le surnage.

Le cobalt n'a point d'action sur la plupart des sels neutres. Il s'oxide lorsqu'on le traite au feu avec du nitre. Si on projette dans un creuset rouge, un mélange d'une partie de cobalt en poudre, & de deux ou trois parties de nitre bien sec, il ne se produit point une détonation vive, mais il s'excite de petites scintillations bien marquées; on trouve ensuite une portion du cobalt changée en un oxide d'un rouge plus ou moins foncé & souvent verdâtre. Cette expérience, ainsi que toutes celles sur l'action réciproque du nitre & des matières métalliques, demanderoit à être suivie.

Le cobalt ne décompose point le muriate ammoniacal. Bucquet, qui a fait cette expérience avec beaucoup de soin, n'a pas obtenu un atôme d'ammoniaque; cela dépend du peu d'action qu'a l'acide muriatique sur ce demi-métal.

On ne connoît pas l'action du gaz hydrogène sur le cobalt. Le soufre ne s'unit que très-difficilement avec cette substance, mais les sulfures alcalins favorisent cette combinaison; il en résulte une sorte de mine artificielle, à facettes plus ou moins larges ou d'un grain plus ou moins fin, d'une couleur blanche ou jaunâtre, suivant la quantité de soufre combiné. M. Baumé, qui

a donné d'excellens détails sur cette combinaison, dans sa Chimie expérimentale & raisonnée, (tome II, page 288 à 297) observe qu'elle ne peut être décomposée que par les acides, & que le feu n'est pas capable d'en séparer tout le soufre.

Le cobalt n'est d'aucun usage dans son état métallique, mais on emploie son oxide pour colorer en bleu les verres, les émaux, les faïences, les porcelaines. On en fabrique aussi une encre de sympathie.

C H A P I T R E X.

D U B I S M U T H.

LE *bismuth*, nommé autrefois *étain de glace*, est un demi-métal d'un blanc jaunâtre, fort pesant, disposé en grandes lames. Il s'enfonce un peu par les coups de marteau, mais il se brise bientôt en petites paillettes, & finit par se réduire en poudre. Il perd dans l'eau un dixième de son poids. Il est susceptible de cristalliser en prismes polygones, qui se disposent en volutes grecques quarrées, ou entièrement semblables à celles du muriate de soude. Il n'a que très-peu d'odeur & de saveur.

Le bismuth est souvent sous forme métallique dans la nature. On le reconnoît à sa couleur brillante jaunâtre, à sa mollesse, telle qu'il se laisse couper au couteau, à sa forme lamelleuse, & sur-tout à sa grande fusibilité. Il est ordinairement cristallisé en lames triangulaires qui sont posées les unes sur les autres par recouvrement. J'en possède des échantillons dans lesquels ce demi-métal est sous la forme d'octaèdres très-réguliers. Sa gangue est ordinairement quartzeuse; on en trouve à Scala en Nerite, en Dalécarlie, & à Schnéeberg en Allemagne.

Plusieurs minéralogistes modernes doutent de l'existence de la mine de bismuth arsenicale. Cependant quelques-uns assurent que cette mine est chatoyante, souvent disposée en petites lames luisantes d'un gris clair. Elle est aussi, suivant ces derniers, presque toujours mêlée de bismuth natif & de cobalt, dont l'efflorescence rougeâtre se fait quelquefois remarquer à la surface des échantillons.

La mine de bismuth sulfureuse, ou le sulfure de bismuth natif, reconnue par tous les minéralogistes, est d'un gris blanchâtre, quelquefois tirant sur le bleu, à facettes ou en prismes aiguillés. Cette mine a l'éclat & la couleur de la mine de plomb ou galène; elle pré-

sente presque toujours des facettes quarrées ; mais jamais on n'y voit de véritables fragmens cubiques ; elle se coupe au couteau ; elle est fort rare, on la trouve à Bastnaës en Suède & à Schnéeberg en Saxe.

Cronstedt parle aussi d'une mine de bismuth martiale, qu'il dit se rencontrer en grosses écailles cunéiformes, à Konsberg en Norwege.

Enfin, le bismuth se rencontre quelquefois dans l'état d'oxide. Il est sous la forme d'une efflorescence granuleuse, d'un jaune verdâtre & jamais rouge, à la surface des mines de bismuth. M. Kirwan croit que cet oxide de bismuth y est uni à l'acide carbonique. Quelques minéralogistes assurent qu'il y a un sulfate de bismuth natif mêlé à cette chaux.

Pour faire l'essai d'une mine de bismuth, on se contente de la fondre à une douce chaleur dans un creuset & à l'aide d'une certaine quantité de flux réductif. Comme le bismuth est volatil, on doit le fondre le plus vite possible ; il vaut même mieux faire cet essai dans des vaisseaux fermés, comme le recommande Cramer.

La fonte en grand des mines de bismuth n'est pas plus difficile ; on fait une fosse en terre, on la couvre de bûches, qu'on place près les unes des autres ; on allume le bois, & on jette par-dessus la mine concassée ; le bismuth se fond
&

& coule dans la fosse, où il se moule en pain orbiculaire. Dans d'autres endroits on incline un tronc de pin creusé en canal, sur lequel on met un lit de bois; on jette le bismuth sur cette matière combustible après l'avoir allumée. Ce demi-métal se fond, coule dans le canal qui le conduit dans un trou fait en terre, sur lequel pose l'extrémité du tronc de pin. On puise le bismuth dans cette espèce de casse, on le verse dans des moules de fer, ou dans des lingotières.

Le bismuth n'est que peu altéré par le contact de la lumière. Il est extrêmement fusible, il se fond long-tems avant de rougir. Chauffé dans des vaisseaux fermés, il se sublime en entier. Si on le laisse refroidir lentement, il se cristallise en volutes grecques. C'est une des substances métalliques qui se cristallise le plus facilement. M. Brongniart est le premier chimiste qui ait bien réussi à cette cristallisation.

Si on tient le bismuth en fusion avec le contact de l'air, sa surface se couvre d'une pellicule qui se change en un oxide d'un gris verdâtre ou brun, nommé *cendre* ou *chaux de bismuth*. Dix-neuf gros de bismuth calcinés dans une capsule de verre, ont donné à M. Baumé vingt gros trente-quatre grains d'oxide. Le bismuth chauffé jusqu'à rougir, brûle avec une petite flamme

bleue peu sensible ; son oxide s'évapore sous la forme d'une fumée jaunâtre, qui se condense à la surface des corps froids en une poussière de même couleur , nommée improprement *fleurs de bismuth* ; cette poudre ne doit sa volatilisation qu'à la rapidité avec laquelle le bismuth brûle ; car si on l'expose seule au feu , elle se fond en un verre verdâtre sans se sublimer. Geoffroy le fils a observé que sur la fin cet oxide de bismuth sublimé devient d'un beau jaune d'orpiment.

Les oxides gris ou brun, sublimé & vitreux, ne sont que des combinaisons de ce demi-métal avec la base de l'air vital ou l'oxigène. Ils ne se réduisent pas sans addition , parce qu'il y a beaucoup d'adhérence entre les deux principes qui les composent ; mais le gaz hydrogène , le charbon & toutes les matières combustibles organiques qui contiennent l'un & l'autre de ces corps sont capables de les décomposer & de leur rendre leur état métallique , en s'emparant de l'oxigène avec lequel ces corps ont plus d'affinité que n'en a le bismuth.

M. d'Arcet ayant exposé du bismuth dans une boule de porcelaine non cuite , à la chaleur du four qui cuit cette dernière substance , ce demi-métal a coulé au dehors par une crevasse du creuset ; la portion restée dans ce vaisseau

y a formé un verre d'un violet sale, tandis que le bismuth fondu à l'extérieur de la boule étoit jaunâtre. Il paroît, d'après ce fait & plusieurs autres semblables, que les verres métalliques faits avec ou sans le contact de l'air, différent les uns des autres.

Le bismuth se ternit un peu à l'air, & il se forme une rouille blanchâtre à sa surface. Il n'est point attaqué par l'eau, & il ne se combine point aux terres; mais son oxide s'unit avec toutes les matières terreuses, & en facilite la fusion; il donne une teinte jaune-verdâtre aux verres dans la combinaison desquels on le fait entrer.

On ne connoît pas l'action des substances salino-terreuses & des alkalis sur ce demi-métal.

L'acide sulfurique concentré & bouillant est altéré par le bismuth; cet acide se décompose en partie & laisse exhaler du gaz sulfureux. La masse qui reste dans le vaisseau après la décomposition d'une partie de l'acide, est blanche; on sépare par l'eau la portion qui est dans l'état salin, de celle qui est pur oxide, & qui ne contient que très-peu d'acide; la lessive évaporée fournit un sulfate de bismuth en petites aiguilles déliquescentes. Ce sel peut être décomposé par le feu, par les substances salino-terreuses,

par les alkalis & même par l'eau en grande quantité. On ne connoît point le sulfite de bismuth.

L'acide nitrique dissout le bismuth avec une rapidité étonnante, ou plutôt ce demi-métal décompose l'acide & lui enlève très-prompement une partie de son oxygène. Le mélange s'échauffe beaucoup, il s'en exhale des vapeurs rouges très-épaisses. Si l'on fait cette combinaison dans l'appareil pneumatique-chimique, on en obtient une très-grande quantité de gaz nitreux; c'est un moyen très-prompt & très-commode de se procurer ce gaz. Il se précipite pendant cette dissolution une poudre noire que Lémery a prise pour du bitume, que Pott a regardée comme un oxide de bismuth très-calciné. M. Baumé l'a prise pour du soufre; peut-être est-ce du charbon. La dissolution nitrique de bismuth est sans couleur; lorsqu'elle est chargée, elle dépose des cristaux sans évaporation. Ce dernier moyen combiné avec le refroidissement, fournit un nitrate de bismuth, sur la forme duquel les chimistes ne sont nullement d'accord. M. Baumé dit que ce sel est disposé en grosses aiguilles taillées en pointes de diamant par un bout. M. Sage définit ces cristaux des prismes tétraèdres, un peu comprimés & terminés par deux pyramides trièdres obtuses, dont les plans sont un rhombe

& deux trapèzes. Par une évaporation lente, j'en ai obtenu des rhombes aplatis, fort gros & tout-à-fait semblables au spath calcaire d'Islande.

Le nitrate de bismuth détone foiblement & par scintillations rougeâtres ; il se fond & se boursouffle, & il laisse un oxide d'un jaune verdâtre, qui ne se réduit pas sans addition. Ce sel, exposé à l'air, perd sa transparence en même-tems que l'eau de sa cristallisation se dissipe. Dès qu'on essaie de le dissoudre dans l'eau, il la rend blanche, laiteuse, & y forme un précipité d'oxide de bismuth.

Il en est de même si l'on verse dans l'eau la dissolution nitrique de bismuth ; la plus grande partie de l'oxide de ce demi-métal se précipite sous la forme d'une poudre blanche, nommée *blanc de fard* ou *magister de bismuth*. Cent grains de ce métal dissous dans l'acide nitrique, donnent 113 grains d'oxide précipité, en raison de l'oxigène qui s'y est fixé. Pour avoir ce précipité très-blanc & très-fin, il faut le préparer avec une grande quantité d'eau. Les femmes s'en servent pour blanchir la peau, mais il a l'inconvénient de noircir lorsqu'il est en contact avec des matières odorantes & combustibles ; c'est même un des oxides métalliques dans lesquels cette propriété est la plus

énergique. Quoique le nitrate de bismuth soit en grande partie décomposé par l'eau, il en reste cependant une portion en dissolution, & cette portion ne peut être précipitée que par la chaux ou les alkalis. Ce caractère d'être précipité par l'eau, appartient à toutes les dissolutions de bismuth. On ne connoît point le nitrite de bismuth.

L'acide muriatique agit difficilement sur ce demi-métal ; il faut que cet acide soit concentré & qu'on le tienne long-tems en digestion sur le bismuth ; cette dissolution réussit encore mieux en distillant une grande quantité d'acide muriatique sur le métal ; il s'exhale une odeur fétide de ce mélange : on lave le résidu avec de l'eau, qui se charge de la portion d'oxide métallique unie à l'acide. Le muriate de bismuth cristallise difficilement ; il est susceptible de se sublimer & de former une sorte de sel mou, fusible, nommé improprement *beurre de bismuth*, qui attire fortement l'humidité de l'air ; l'eau le décompose & en précipite un oxide blanc.

On ne connoît point l'action des autres acides minéraux sur le bismuth.

Le bismuth est calciné par le nitre ordinaire, mais sans détonation sensible. Ce demi-métal ne décompose point du tout le muriate ammoniacal, mais son oxide en sépare complètement

l'ammoniaque. On obtient dans cette expérience une grande quantité de gaz ammoniac, & le résidu contient la combinaison de l'oxide métallique avec l'acide muriatique. Si le bismuth n'agit point sur le muriate ammoniacal, en raison du peu d'action que l'acide muriatique a sur ce demi-métal ; la propriété de décomposer ce sel, dont jouit son oxide, est bien remarquable, & elle prouve qu'elle se rapproche des substances salines.

Le gaz hydrogène altère la couleur du bismuth, & lui donne une teinte violette.

Le soufre se combine avec lui par la fusion. Il en résulte une sorte de mine grise, bleuâtre & brillante qui cristallise en belles aiguilles tétraèdres semblables par leur couleur & leurs reflets aux plus beaux morceaux d'antimoine.

On ne connoît pas bien l'action de l'arsenic sur le bismuth, on sait que ce demi-métal ne s'allie point au cobalt, & qu'il en reste séparé dans la fonte.

Le bismuth est employé par les potiers d'étain pour donner de la dureté à ce dernier métal. Il pourroit être substitué au plomb dans l'art de coupeller les métaux parfaits ; parce qu'il a, comme ce métal, la propriété de se fondre en un verre que les coupelles absorbent. Geoffroy le cadet a trouvé beaucoup de rapport entre ce

demi-métal & le plomb. On ne peut que soupçonner les effets du bismuth sur l'économie animale; on croit, avec assez de vraisemblance, que son usage seroit dangereux comme celui du plomb. On connoît même quelques mauvais effets de ce demi-métal appliqué extérieurement.

On se sert de l'oxide de bismuth, appelé *blanc de fard*, pour blanchir la peau; mais il faut alors éviter avec soin toutes les matières très-odorantes, & sur-tout celles qui sont fétides. Le voisinage des boucheries, des voiries, des égoûts, des latrines, même des odeurs fortes, influe tellement sur cet oxide, qu'il lui donne une couleur plus ou moins noire. La vapeur des sulfures alkalis, celle des œufs produisent cet effet avec beaucoup d'énergie; on fait en physique une expérience qui prouve cette propriété; on trace des caractères avec une dissolution de bismuth sur le premier feuillet d'un livre blanc, composé d'une centaine de pages; on impregne le dernier feuillet d'un peu de sulfure alcalin liquide; quelques instans après la vapeur hépatique portée par l'air qui circule entre tous les feuillets, arrive à l'extrémité du livre & colore en brun foncé les caractères tracés sur la première page. On a dit que le gaz hydrogène sulfuré ou hépatique, traversoit le papier;

mais M. Monge a prouvé que c'est l'air qui le porte ainsi de feuille en feuille, puisqu'en collant ces feuilles les unes aux autres, la coloration n'a plus lieu.

CHAPITRE XI.

DU NICKEL.

LE nickel a été regardé par Cronstedt comme un demi-métal particulier, qu'il a fait connoître en 1751 & 1754, dans les actes de l'académie de Stockholm. Ce demi-métal est suivant lui d'une couleur blanche, brillante, tirant sur le rouge, sur-tout à l'extérieur. Il est très-fragile, & paroît composé de facettes dans sa fracture, ce qui le distingue du cobalt. M. Arvidsson, qui a publié, conjointement avec Bergman, une thèse sur les propriétés du nickel, traduite & insérée dans le journal de physique, Octobre 1776, a observé que le nickel obtenu par le grillage & la fusion de ses mines, comme l'avoit indiqué Cronstedt, n'est rien moins que ce demi-métal pur, & qu'il contient du soufre, de l'arsenic, du cobalt & du fer. Comme Bergman est parvenu par un grand nombre de procédés ingénieux, à extraire la plus grande

partie de ces matières étrangères , & à obtenir du nickel différent par plusieurs de ses propriétés , de celui de Cronstedt ; c'est de celui-là que nous parlerons après avoir fait l'histoire de ses mines.

On trouve le nickel uni au soufre & à l'arsenic. Ses mines ont une couleur rouge de cuivre ; elles sont presque toujours couvertes d'une efflorescence d'un gris verdâtre ; les allemands les nomment *kupfer-nickel* , ou *cuivre faux*. Ce minéral est très-commun à Freyberg en Saxe ; il est souvent mêlé avec la mine de cobalt grise. Mais sa couleur rouge , son efflorescence verdâtre le distinguent de cette mine qui est grise ou noire , & dont l'efflorescence est rouge ; il est souvent cristallisé en cubes. Wallerius désigne le kupfer-nickel sous le nom de mine de cobalt d'un rouge de cuivre ; il la croit un composé de cobalt , de fer & d'arsenic. Linnæus le regardoit comme du cuivre minéralisé par l'arsenic. M. Romé de Lisse l'a rangé avec Wallerius parmi les mines de cobalt , & pense comme lui que c'est un alliage. M. Sage ayant traité cette mine avec le muriate ammoniacal , en a retiré du fer , du cuivre & du cobalt. Il croit qu'elle est formée de l'alliage de ces trois matières métalliques avec l'arsenic. On y trouve aussi un peu d'or , suivant ce chimiste. Il est bon

d'observer qu'il a eu des résultats différens de ceux de Bergman. Il dit avoir opéré sur des kupfer-nickels de Biber en Hesse, & d'Allemont en Dauphiné.

Cronstedt assure qu'on peut séparer du nickel la matière métallique nommée *sp.iff* par les allemands, & qui se rassemble dans les creusets où on fond le smalt. M. Monnet croit que le speiss de la manufacture de Gengenback, à quatorze lieues de Strasbourg, est du vrai nickel; & comme la mine de cobalt qu'on emploie dans cet endroit pour faire le smalt, est très-pure, il en conclut que le nickel est nécessairement produit par le cobalt lui-même, comme nous le verrons plus bas. Mais M. Baumé a retiré du nickel de presque toutes les mines de cobalt, par le moyen du sulfure alkalin. Il paroît donc que la mine de cobalt que l'on travaille à Gengenback, contient du nickel qu'il est impossible d'y reconnoître à l'œil, à cause de l'union intime de ces deux matières métalliques.

Pour retirer le nickel de sa mine, on la fait griller lentement, afin d'enlever une portion du soufre & de l'arsenic. Elle se change en un oxide verdâtre; plus elle est verte, plus elle contient de nickel, d'après Bergman & Arvidsson. On la fond ensuite avec trois parties de flux noir & du muriate de soude, & on en

tire un régule tel que l'a désigné Cronstedt, mais qui est bien éloigné d'être le nickel pur ; ses scories sont brunes ou bleues. Beaucoup de chimistes, depuis le travail de M. Arvidsson, regardent encore cette substance métallique comme un alliage naturel de fer, de cobalt & d'arsenic. Quant au cuivre, il n'y a que M. Sage qui dit en avoir retiré du kupfer-nickel. M. Monnet pense que le nickel n'est que du cobalt privé du fer & de l'arsenic. A mesure que nous examinerons les propriétés de ce demi-métal, nous verrons sur quoi sont fondées ces différentes opinions ; nous croyons avec Bergman, que ce qui en a imposé aux chimistes sur cet objet, c'est l'extrême difficulté que l'on éprouve pour obtenir du nickel très-pur ; vérité bien démontrée dans la dissertation de M. Arvidsson, déjà citée. Comme il est certain qu'amené autant qu'il est possible à cet état de pureté, il a des propriétés très-particulières, & qu'on n'a pas encore pu ni le séparer par l'analyse en différentes substances métalliques, ni le recomposer par un alliage quelconque, on doit le regarder comme un demi-métal particulier, jusqu'à ce que des expériences ultérieures nous aient convaincus du contraire.

Le demi-métal, que fournit la simple fusion du kupfer-nickel grillé, est à facettes d'un blanc

rougeâtre, & très-fragile. Il contient beaucoup d'arsenic, de cobalt & de fer. M. Arvidsson lui a fait éprouver six calcinations qui ont duré depuis six jusqu'à quatorze heures chacune ; il a réduit le demi-métal après chaque calcination ; il a observé qu'en le calcinant, il s'en exhale des vapeurs d'arsenic & des vapeurs blanches qui ne sentent point ce demi-métal ; la poudre de charbon mêlée dans ces opérations, facilite la volatilisation de l'arsenic. Le nickel dont le poids étoit beaucoup diminué par ces six calcinations, sentoît encore l'arsenic & étoit attirable. On le fondit six fois avec de la chaux & du borax, & on le calcina une septième en y ajoutant du charbon, jusqu'à ce qu'il ne répandît plus de vapeurs d'arsenic. Cet oxide étoit ferrugineux, nuancé de taches vertes ; réduit, il donna des scories martiales & un bouton encore attirable à l'aimant. Le succès a toujours été pareil avec plusieurs nickels de différens pays. Le soufre, le sulfure de potasse, la détonation du nitre, les dissolutions dans l'acide nitrique & dans l'ammoniaque, employés par M. Arvidsson, n'ont jamais pu enlever tout le fer du nickel. Il a conclu de ces expériences, qu'il est impossible de purifier exactement ce demi-métal ; que le soufre ne s'en sépare que par les calcinations répétées ; que l'arsenic y est plus

adhérent ; qu'on peut l'en extraire à l'aide de la poudre de charbon & du nitre ; que le cobalt y est encore plus intimément combiné , puisque le nitre le fait découvrir , quoique rien n'indiquât sa présence ; & qu'il est impossible de le priver de tout le fer qu'il contient , puisque lorsque le nickel a été traité de toutes ces manières , il est quelquefois plus attirable à l'aimant que jamais. M. Arvidsson croit , d'après cela , que cette substance n'est autre chose que du fer dans un état particulier ; & il présente un tableau comparé de plusieurs propriétés de ce métal avec celles du cobalt , de l'aimant & du nickel , d'après lequel il regarde ces trois matières métalliques , comme du fer différemment modifié. Mais la principale propriété du nickel , qui a conduit M. Arvidsson à cette conclusion , est son magnétisme. Ne pourroit-on pas croire qu'elle n'est pas suffisante pour confondre deux matières métalliques différentes dans toutes leurs autres propriétés , puisque d'ailleurs il est possible que le magnétisme ne soit pas particulier au fer , & se rencontre dans plusieurs substances métalliques. Je pense donc que malgré la propriété que présente le nickel d'être attirable à l'aimant , on doit le considérer lorsqu'il a été purifié par les procédés de M. Arvidsson , comme un demi-métal particulier ,

puisque, comme je l'ai déjà annoncé, on ne peut ni en extraire d'autres substances métalliques, ni l'imiter parfaitement par aucun alliage, puisqu'enfin il a alors des propriétés qui n'appartiennent qu'à lui, & à l'examen desquelles nous allons passer. M. Kirwan a adopté entièrement cette opinion dans sa minéralogie.

Il n'offre pas de facettes, comme l'avoit indiqué Cronstedt, mais sa cassure est grenue; il pèse neuf fois plus que l'eau; il n'est pas fragile, comme Cronstedt l'avoit annoncé; il jouit au contraire de la ductilité dans un degré assez marqué pour que Bergman doute s'il doit être rangé parmi les métaux ou les demi-métaux; il est presque aussi difficile à fondre que le fer forgé; il est très-fixe; il se calcine lorsqu'on le chauffe à l'air, & il donne un oxide d'autant plus vert qu'il est plus pur. On ne fait point si cet oxide peut se fondre en verre; on le réduit à l'aide des fondans & des matières combustibles qui le décomposent comme tous les autres. On ne connoît point l'action de l'air & de l'eau sur le nickel. Son oxide fondu avec des matières propres à faire du verre, leur donne une couleur d'hyacinthe, plus ou moins rouge. L'action de la chaux, de la magnésie & des trois alkalis purs sur le nickel est encore inconnue.

M. Sage dit qu'en distillant quatre parties

d'acide sulfurique concentré sur une partie de régule de kupfer nickel en poudre, il passe de l'acide sulfureux ; le résidu est grisâtre ; & en le dissolvant dans l'eau distillée, il est de la plus belle couleur verte. Il fournit des cristaux fenillets de la couleur de l'émeraude. Suivant M. Arvidsson, l'acide sulfurique forme avec l'oxide de nickel un sel vert en cristaux décaèdres ; ce sont deux pyramides quadrangulaires, réunies & tronquées près de leur base.

Le même oxide se dissout très-bien dans l'acide nitrique. Le nitrate de nickel cristallise en cubes rhombéaux, suivant M. Sage ; toutes les autres dissolutions du nickel, ou de son oxide dans l'acide muriatique & dans les acides végétaux, sont plus ou moins vertes. Les alkalis fixes le précipitent en blanc verdâtre & le redissolvent ; la liqueur devient alors jaunâtre. L'ammoniaque, versée dans une dissolution acide de nickel, y produit une belle couleur bleue ; ce sel présente le même phénomène, lorsqu'on le mêle avec les précipités de ce demi-métal par les alkalis fixes. Comme les dissolutions de cuivre offrent la même couleur avec l'ammoniaque, & qu'on est même convenu de regarder cette couleur comme une pierre de touche très-propre à indiquer la présence de ce métal par-tout où il se trouve, on a cru, & quelques personnes

personnes croient encore d'après cela, que le nickel contient du cuivre. Cependant Cronstedt a tenté en vain tous les moyens connus de retirer ce métal de la dissolution de nickel colorée en bleu par l'ammoniaque. D'ailleurs ce sel ne dissout pas immédiatement le nickel, comme il dissout le cuivre. Il est donc démontré par-là, comme le pense Bergman, que cette propriété appartient au nickel lui-même, & qu'il ne la doit point au cuivre. Ce dernier chimiste n'a pas reconnu des signes certains de la dissolution de nickel par l'acide carbonique, en tenant pendant huit jours ce métal dans de l'eau gazeuse ou chargée de cet acide.

Le nickel détone avec le nitre; cette détonation a fourni à M. Arvidsson un moyen de reconnoître dans ce demi-métal la présence du cobalt, qu'aucune autre épreuve n'avoit rendue sensible. Le nickel est ensuite plus ou moins oxidé, suivant la quantité de nitre qu'on a employée. Ce sel neutre a aussi la propriété d'augmenter l'intensité de la couleur d'hyacinthe que l'oxide de nickel communique aux verres, & de la faire reparoître lorsqu'elle a été dissipée par la fusion; ce qui arrive assez souvent à cet oxide, & ce qui lui est commun avec l'oxide du demi-métal que nous examinerons après celui-ci.

L'oxide de nickel fondu avec du borax , lui donne aussi une couleur d'hyacinthe.

Il décompose en partie le muriate ammoniacal. Le sublimé ferrugineux que M. Sage a obtenu dans cette expérience, dépend de ce qu'il a employé un régule qui n'étoit pas aussi pur que celui de M. Arvidsson ; car ce dernier chimiste assure que le muriate ammoniacal sublimé avec ce métal étoit blanc , & ne donnoit aucun indice de fer par la noix de galle. Il passe un peu d'ammoniaque & d'acide muriatique ; le résidu réduit, donne un nickel qui a perdu un peu de son magnétisme.

On ne connoît point l'action du gaz hydrogène sur le nickel.

Ce demi-métal se combine bien au soufre par la fusion ; il forme alors une espèce de minéral dur, de couleur jaune , & à petites facettes brillantes. Lorsqu'on le chauffe fortement & en contact avec l'air , il pétille & répand des étincelles très-lumineuses, comme celles qui sortent du fer forgé. Cronstedt , à qui est due cette expérience , ne l'a pas suivie plus loin ; il a observé seulement que ce phénomène n'a pas lieu , si on a soin d'ôter le contact de l'air , en couvrant ce minéral de verre en fusion ; ce qui indique que cet effet n'est dû qu'à la combustion rapide du nickel , opérée par le soufre. Le même

chimiste nous apprend que ce demi-métal se dissout dans les sulfures alkalis, & forme un composé semblable aux mines de cuivre jaunes. Le soufre ne peut être séparé du nickel que par des fusions & des calcinations multipliées.

Le nickel se combine avec l'arsenic, auquel il adhère fortement. M. Monnet, qui regardoit d'abord, d'après Cronstedt, le nickel comme un demi-métal particulier, ayant observé que lorsqu'il est uni à l'arsenic, il forme un verre bleu, semblable à celui que fournit le cobalt, a pensé, d'après cela, que le nickel n'est que du cobalt privé d'arsenic & de fer. Il suit de cette opinion que M. Monnet regarde le cobalt ainsi que le nickel, comme un véritable alliage. M. Bergman croit que si, en ajoutant de l'arsenic au nickel, ce dernier peut donner du verre bleu, c'est parce que le cobalt que le nickel contient toujours, & dont les propriétés sont masquées par ce dernier, qui est en beaucoup plus grande quantité, est oxidé & séparé du nickel par l'arsenic, & qu'alors il jouit de ses propriétés, & sur-tout de celle de se fondre en verre plus ou moins bleu. Nous avons dit qu'on ne sépare entièrement le nickel de l'arsenic qu'à l'aide de la calcination répétée avec du charbon en poudre.

Le nickel s'unit encore plus intimement au

cobalt qu'à l'arsenic; & on ne l'en sépare qu'avec la plus grande difficulté: il peut même y. être combiné sans manifester ses propriétés, & il n'y a que le nitre, le borax & l'arsenic qui puissent en indiquer la présence par la fusion.

Cronstedt dit que le nickel forme avec le bismuth un régule cassant & écailleux. La dissolution par l'acide nitrique peut séparer quoiqu'imparfaitement ces deux matières demi-métalliques, par la propriété que nous connoissons au nitrate de bismuth d'être décomposé par l'eau.

On n'a fait encore aucun usage du nickel.

CHAPITRE XII.

DU MANGANESE.

ON connoissoit depuis long-tems sous le nom de *magnésie noire* ou *manganèse*, un minéral d'une couleur grise, sombre, qui salit les doigts, qu'on emploie dans les verreries pour colorer ou blanchir le verre. Les ouvriers l'avoient appelé le *savon du verre*, à cause de cette dernière propriété. La plupart des naturalistes l'avoient pris pour une mine de fer pauvre, à raison de sa couleur & de la terre ferrugineuse dont sa

surface est souvent enduite. Pott & Cronstedt, après une analyse exacte, ne l'ont point reconnu pour une matière ferrugineuse. Le dernier dit y avoir trouvé un peu d'étain. M. Sage l'a rangé parmi les mines de zinc, & il croit qu'il est formé par la combinaison de ce demi-métal & du cobalt avec l'acide muriatique; il ajoute, d'après ses essais, qu'on y rencontre quelquefois du fer ou du plomb.

La pesanteur de ce minéral, la propriété de teindre le verre, & celle de donner par les prussiates alcalins versés sur ses dissolutions dans les acides un précipité blanchâtre, avoient fait soupçonner à Bergman, comme il nous l'apprend dans le dernier paragraphe de sa Dissertation sur les attractions électives, que ce minéral contenoit une substance métallique particulière. Son soupçon a été pleinement confirmé par un de ses élèves, M. Gahn, docteur en médecine à Stockholm, qui a fait conjointement avec Schéele, la découverte de l'acide phosphorique dans les os. Ce médecin est le premier qui ait obtenu du régule de manganèse, vraisemblablement en traitant ce minéral avec un flux réductif. Le degré de feu nécessaire pour cette opération est sans doute excessif; car j'ai vu M. Brongniart, chimiste très-habile & très-exercé, essayer en vain de réduire en culot ce minéral dans un four-

neau, qui donne cependant un grand coup de feu. On m'a assuré qu'on avoit réussi à Paris en employant le flux de M. de Morveau, avec lequel ce chimiste obtient le fer en culot très-bien fondu. Mais je crois, comme M. de la Peyrouse, que les flux nuisent beaucoup dans cette opération. J'ai tenté cette réduction dans un très-bon fourneau de fusion construit au laboratoire de l'école vétérinaire d'Alfort. Je n'ai point obtenu encore un culot entier, mais j'en ai retiré une bonne quantité de grenailles de deux ou trois lignes de diamètre. En employant plusieurs fois des alkalis fixes & du borax, je n'ai point eu de métal. Dans mes différens essais, chaque petit globule métallique de manganèse est environné d'un verre ou d'une fritte vitreuse verte foncée.

Cette matière doit, d'après nos principes, être regardée comme un demi-métal particulier, puisqu'on ne peut en faire l'analyse, & puisqu'elle présente d'ailleurs des propriétés qui n'appartiennent à aucune autre substance métallique. Pour avoir une nomenclature uniforme, nous appellerons cette substance le *manganèse*.

Ce demi-métal est beaucoup mieux connu aujourd'hui d'après les travaux de MM. Bergman, Schéele, Gahn, Rinman, d'Engeström, Ilseman, de la Peyrouse. C'est des travaux de

ces chimistes, ainsi que de mes expériences particulières, que j'emprunterai ce que je vais en dire. Je ferai observer d'abord que la difficulté de réduire les mines de ce demi-métal a été cause que l'on connoît beaucoup mieux les propriétés de son oxide que celles de sa substance métallique. Schéele, l'un des plus habiles chimistes de ce siècle, paroît n'avoir pas pu réduire cette substance, puisqu'il n'indique aucune de ses propriétés dans l'état métallique.

Les mines de manganèse se reconnoissent à leur couleur grise, brune ou noire, plus ou moins brillante, & à leur forme. On peut en distinguer un assez grand nombre de variétés.

Variétés.

1. Mine de manganèse cristallisée en prismes tétraèdres, rhomboïdaux, striés, suivant leur longueur, & séparés les uns des autres.
2. Mine de manganèse cristallisée, dont les prismes sont disposés en faisceaux.
3. Mine de manganèse cristallisée en petites aiguilles, qui sont disposées en étoiles.
4. Mine de manganèse effleurie noire & friable. Elle tache les doigts comme de la suie.
5. Mine de manganèse veloutée. Ce sont de très-petites aiguilles effleuries, dont la belle couleur noire matte imite le velours.

6. Mine de manganèse compacte & informe; elle est d'un gris noir, souvent caverneuse, très-pesante. Elle salit les doigts, on y trouve quelquefois des aiguilles brillantes. La pierre de Périgueux appartient à cette variété.
7. Manganèse spathique, trouvée dans les mines de fer de Klapperud à Fresko, dans le Dahl-land, & décrite par M. Rinman.
8. Manganèse native en globules métalliques trouvée à Sem, dans le comté de Foix, par M. de la Peyrouse. Ce naturaliste a décrit dans le Journal de Physique, Janvier 1780; beaucoup de variétés de mines de manganèse trouvées dans le même endroit.

Schéele a découvert l'oxide de manganèse dans les cendres des végétaux, & il lui attribue la couleur verte ou bleue que prend souvent l'alkali fixe calciné. La couleur verte que présente la potasse lorsqu'on la traite par la chaux, & la couleur rose que j'ai souvent observée dans sa combinaison avec les acides, sont dues (suivant lui) à cet oxide métallique. On le trouve en petite quantité dans tous les charbons.

Le manganèse extrait de sa mine est d'un blanc brillant dans sa fracture; son tissu est grenu comme celui du cobalt. Il est dur & se brise après avoir subi un peu d'appatiffement

par le marteau. Son infusibilité est telle, qu'il est plus difficile à fondre que le fer ; ce qui a d'abord fait conjecturer à Bergman qu'il avoit quelque rapport avec le platine.

Le manganèse chauffé avec le contact de l'air, se change en un oxide d'abord blanchâtre, & qui devient de plus en plus noir, à mesure qu'il se calcine davantage. J'ai observé que les petits globules de manganèse, obtenus par le procédé que j'ai indiqué plus haut, s'altèrent très-promptement par le contact de l'air, ils se ternissent d'abord & se colorent en lilas & en violet ; bientôt ils tombent en poussière noire, & ressemblent alors à l'oxide de manganèse natif.

Cette oxidation rapide du régule de manganèse par le contact de l'air, est un fait dont l'observation a toujours eu pour moi quelque chose de très-singulier. Des globules métalliques durs, brillans, très-réfractaires, se conservent entiers pendant assez long-temps dans un flacon bien bouché, pourvu que leur surface soit entière & recouverte de la petite couche d'oxide qui s'y est formée pendant la fusion du demi-métal ; mais si l'on casse ces globules en trois ou quatre fragmens, on trouve en fixant les yeux quelques minutes sur leur cassure exposée à l'air, qu'elle change promptement.

tement de couleur, de blanche qu'elle étoit, elle devient rapidement rosée, pourpre ou violette, & enfin presque brune. Si on laisse les fragmens dans un flacon qui contienne en même temps une certaine quantité d'air, & si on les secone légèrement de temps en temps, au bout de quelques mois on les trouve réduits en une poussière presque noire; c'est une sorte de pulvérisation ou d'efflorescence métallique analogue à celle des substances salines ou des pyrites. Elle prouve la forte attraction qui existe entre le manganèse, & l'oxigène atmosphérique, & la rapidité avec laquelle ces substances tendent à s'unir.

On n'a point examiné l'action du manganèse sur les terres & sur les substances salino-terreuses. L'oxide de ce demi-métal donne au verre une couleur violette ou brune, susceptible d'un grand nombre de modifications, & qui se dissipe facilement par l'action des matières combustibles. Le nitre révivifie ou fait reparoître promptement cette couleur brune ou violette, en rendant de l'oxigène au manganèse. Telle est la raison pour laquelle les matras & les cornues de verre blanc que l'on emploie dans nos laboratoires, pour obtenir l'air vital du nitre, prennent toujours une couleur brune ou violette. Schéele a fait un grand nombre d'expé-

riences ingénieuses sur cette coloration du verre par l'oxide de manganèse.

On ne connoît pas bien la manière dont les alkalis agissent sur le manganèse. Mais on sait que l'oxide de ce demi-métal s'y combine, & est révivié par l'ammoniaque. Bergman observe que dans cette combinaison il se dégage un gaz particulier, qu'il regarde comme un des principes de l'ammoniaque, & sur lequel il ne donne point de détails. Il paroît que c'est le gaz azotique d'après la découverte de M. Berthollet, & que l'hydrogène de l'ammoniaque se porte sur l'oxygène qu'il enlève au manganèse ; celui-ci est alors réduit & devient blanc. Schéele a donné le nom de *caméléon minéral* à une combinaison de potasse & d'oxide de manganèse, qui prend une belle couleur verte dans l'eau chaude, & rouge avec l'eau froide. L'oxygène & le calorique paroissent être les principales causes des phénomènes que présente cette combinaison. Peut-être l'azote que je regarde comme le principe alkalifiant ou comme l'*alkaligène*, se dégage-t-elle de la potasse dans cette opération, & est-elle en partie la cause de ces singulières modifications de la couleur.

L'acide sulfurique est décomposé par le manganèse & dissout son oxide. Cette dissolution est colorée, & elle perd sa couleur par l'addi-

tion d'une matière combustible, comme le sucre, le miel; elle donne un sulfate de manganèse transparent en cristaux parallépipèdes. Ce sulfate est décomposé par le feu & donne de l'air vital; les alkalis en séparent un oxide de manganèse qui devient beau par son exposition à l'air.

L'acide nitrique dissout ce demi-métal en donnant des vapeurs rouges. Son oxide n'est point attaqué par cet acide, à moins que ce dernier ne soit rutilant, ou qu'on n'y ajoute un corps combustible, comme du miel ou du sucre. Les alkalis précipitent de ces dissolutions un oxide blanc dissoluble dans les acides, qui noircit & s'oxide davantage lorsqu'on le chauffe. Bergman pense que ce demi-métal est une des substances métalliques qui a le plus d'affinité avec les sels, puisque dans sa table d'attractions chimiques il le place presqu'au haut des colonnes qui expriment les attractions électives des acides pour les différentes substances auxquelles ils sont susceptibles de s'unir.

L'acide muriatique dissout aussi le manganèse, qui le colore à froid en brun foncé; en chauffant cette dissolution, elle perd sa couleur; l'eau la précipite, & les alkalis la décomposent.

Nous avons vu dans l'histoire de cet acide,

qu'en le distillant sur l'oxide de ce demi-métal, celui-ci devient blanc & se rapproche de l'état métallique, en donnant une partie de son oxigène à l'acide muriatique qui se dégage en gaz acide muriatique oxigéné. Il paroît que cet acide a plus d'affinité avec le manganèse, que n'en a l'acide sulfurique; puisqu'une dissolution de ce demi-métal par ce dernier, versé dans l'acide muriatique, forme un précipité que Bergman a reconnu pour être du muriate de manganèse, par la propriété qu'il a de se dissoudre dans l'alcool; propriété que ne présente point le sulfate du même demi-métal.

L'acide fluorique ne dissout que très-peu d'oxide de manganèse; on unit mieux ces deux substances, suivant Schéele, en décomposant le sulfate, le nitrate ou le muriate de manganèse par le fluaté ammoniacal.

L'acide carbonique dissout une petite quantité de manganèse par la digestion à froid; la potasse & le contact de l'air en précipitent l'oxide métallique.

Schéele a examiné l'action du nitre, du borax & du muriate ammoniacal sur l'oxide de manganèse. Cet oxide dégage l'acide du nitre par la chaleur; il forme avec la potasse une masse verte foncée, dissoluble dans l'eau, à laquelle elle donne la même couleur. Celle-ci n'est verte

qu'à raison du fer contenu dans le manganèse; à mesure que le fer s'en précipite, il laisse la dissolution bleue; l'eau & les acides précipitent cette dissolution alcaline. C'est le *caméléon minéral* de Schéele dont nous avons déjà parlé.

Le nitrate de potasse, chauffé dans des vaisseaux de verre contenant du manganèse, donne à ce verre une couleur violette d'autant plus foncée que la calcination de cet oxide par l'acide nitrique est plus complète.

Le borax fondu avec l'oxide de manganèse prend une couleur brune ou violette.

Le muriate ammoniacal, distillé avec cet oxide métallique, donne de l'ammoniaque, & celle-ci est en partie décomposée. Schéele, qui fait cette observation, a annoncé en même-tems qu'il se dégage un fluide élastique qu'il regarde comme un des principes de l'ammoniaque, mais il n'a point indiqué la nature de ce fluide, & M. Berthollet a reconnu depuis que dans les décompositions de l'ammoniaque par les oxides métalliques, il se forme de l'eau par l'union de l'hydrogène, l'un des principes de ce sel, avec l'oxigène des oxides, tandis que l'azote, autre principe de l'ammoniaque, se dégage dans l'état aériforme ou gazeux, en se combinant avec le calorique.

On ne connoît pas l'action de l'hydrogène & du soufre sur le manganèse & sur son oxide natif. L'arsenic même en oxide blanc paroît être susceptible d'enlever à cet oxide une portion de son oxigène, puisqu'il décolore les verres brunis par cette substance.

Bergman ajoute à ces propriétés que le manganèse ne peut pas être exactement séparé du fer qu'il contient toujours; ainsi donc il en est de ce nouveau demi-métal, comme du nickel: on ne le connoît point encore dans son état de pureté. Schéele dans l'analyse exacte qu'il a faite de l'oxide de manganèse naturel, y a découvert du fer, ~~de la chaux, de la baryte~~ & un peu de silice.

On emploie l'oxide de manganèse, nommé *magnésie noire*, dans les verreries, soit pour ôter les teintes de jaune, de verd ou de bleu aux verres blancs, soit pour colorer ces substances en violet. Il est vraisemblable que ce phénomène est dû à l'action de l'oxigène séparé de l'oxide de manganèse par la chaleur sur les substances colorées.

On se sert aujourd'hui de l'oxide de manganèse natif en chimie pour préparer l'acide muriatique oxigéné, & pour un grand nombre d'autres expériences.

Cet oxide natif donne, en le chauffant seul

dans un appareil pneumato - chimique , de l'air vital ou gaz oxigène très - pur ; c'est cet air vital qui seul peut être employé avec avantage , pour les malades chez lesquels son administration est indiquée.

L'affinité du manganèse pour le principe de la combustion , guide aussi les chimistes modernes dans un grand nombre de cas.

Fin du Tome second.

C44232

de
cer
ad
de
the





